غیر نامیاتی کیمیا

حصۂ اول

پانی میں نمکوں اور اساسوں کی حل پذیریاں ۱۸° پر

	K	Na	Li	Ag	Tl	Ba	Sr	Ca	Mg	Zn	Pb
Cl	۳۴٫۹۵ ۳٫۹	۳۵٫۸۶ ۵٫۴۲	۷۷٫۷۹ ۱۳٫۳	۰٫۰$_{۳}$۱۳ ۰٫۰$_{۵}$۹	۰٫۳ ۰٫۰۱۳	۳۷٫۲۴ ۱٫۷	۵۱٫۰۹ ۳٫۰	۷۳٫۱۹ ۵٫۴	۵۵٫۸۱ ۵٫۱	۲۰۳٫۹ ۹٫۲	۱٫۴۹ ۰٫۰۵
Br	۶۵٫۸۶ ۴٫۶	۸۸٫۷۶ ۶٫۹	۱۶۸٫۷ ۱۲٫۶	۰٫۰$_{۴}$۱ ۰٫۰$_{۶}$۶	۰٫۰$_{۲}$۴۲ ۰٫۰$_{۲}$۱۵	۱۰۳٫۶ ۲٫۹	۹۶٫۵۲ ۳٫۴	۱۴۳٫۳ ۵٫۲	۱۰۳٫۱ ۴٫۶	۴۷۸٫۲ ۹٫۸	۰٫۵۹۸ ۰٫۰۲
I	۱۴۷٫۵ ۶٫۰	۱۷۷٫۹ ۸٫۱	۱۶۱٫۵ ۸٫۵	۰٫۰$_{۶}$۳۵ ۰٫۰$_{۷}$۱	۰٫۰۰۶ ۰٫۰$_{۳}$۱۷	۲۰۱٫۴ ۳٫۸	۱۶۹٫۲ ۳٫۹	۲۰۰ ۸٫۴	۱۴۸٫۲ ۱۱٫۴	۴۱۹ ۶٫۹	۰٫۰۸ ۰٫۰$_{۲}$۲
F	۹۲٫۵۶ ۱۲٫۴	۴٫۴۴ ۱٫۰۶	۰٫۲۷ ۰٫۱۱	۱۹۵٫۴ ۱۴٫۵	۷۲٫۰۵ ۳	۰٫۱۶ ۰٫۰$_{۲}$۹۲	۰٫۰۱۲ ۰٫۰۰۱	۰٫۰۰۱۶ ۰٫۰$_{۳}$۲	۰٫۰۰۸۷ ۰٫۰$_{۲}$۱۴	۰٫۰۰۵ ۰٫۰$_{۳}$۵	۰٫۰۶ ۰٫۰۰۲
NO_3	۳۰٫۳۴ ۲٫۶	۸۳٫۹۷ ۷٫۴	۷۱٫۴۳ ۷٫۳	۲۱۳٫۴ ۸٫۴	۸٫۹۱ ۰٫۳۵	۸٫۷۴ ۰٫۳۳	۶۶٫۲۷ ۲٫۷	۱۲۱٫۸ ۵٫۲	۷۴٫۳۱ ۴٫۰	۱۱۷٫۸ ۴٫۷	۵۱٫۶۶ ۱٫۴
ClO_3	۶٫۶ ۰٫۵۲	۹۷٫۱۶ ۶٫۴	۳۱۳٫۴ ۱۵٫۳	۱۲٫۲۵ ۰٫۶	۳٫۶۹ ۰٫۱۳	۳۵٫۴۲ ۱٫۱	۱۷۴٫۹ ۴٫۶	۱۷۹٫۳ ۵٫۳	۱۲۶٫۴ ۴٫۷	۱۸۳٫۹ ۵٫۳	۱۵۰٫۶ ۳٫۱۶
BrO_3	۶٫۳۸ ۰٫۳۸	۳۶٫۴۷ ۲٫۲	۱۵۲٫۵ ۸٫۲۰	۰٫۵۹ ۰٫۰۲۵	۰٫۳۰ ۰٫۰۰۹	۰٫۸ ۰٫۰۲	۳۰٫۰ ۰٫۹	۸۵٫۱۷ ۲٫۳	۴۲٫۸۶ ۱٫۵	۵۸٫۴۳ ۱٫۸	۱٫۳ ۰٫۰۳
IO_3	۷٫۶۲ ۰٫۳۵	۸٫۳۳ ۰٫۴	۸۰٫۴۳ ۳٫۸۴	۰٫۰۰۴ ۰٫۰$_{۳}$۱۴	۰٫۰۵۹ ۰٫۰$_{۲}$۱۶	۰٫۰۵ ۰٫۰۰۱	۰٫۲۵ ۰٫۰$_{۲}$۵۷	۰٫۲۵ ۰٫۰۰۶	۶٫۸۷ ۰٫۲۶	۰٫۸۳ ۰٫۰۲	۰٫۰۰۲ ۰٫۰$_{۴}$۳
OH	۱۴۲٫۹ ۱۸	۱۱۶٫۴ ۲۱	۱۲٫۰۴ ۵٫۰	۰٫۰۱ ۰٫۰۰۱	۴۰٫۰۴ ۱٫۷۶	۳٫۷ ۰٫۲۲	۰٫۷۷ ۰٫۰۶۳	۰٫۱۷ ۰٫۰۲	۰٫۰۰۱ ۰٫۰$_{۳}$۲	۰٫۰$_{۳}$۵ ۰٫۰$_{۴}$۵	۰٫۰۱ ۰٫۰$_{۳}$۴
SO_4	۱۱٫۱۱ ۰٫۶۲	۱۶٫۸۳ ۱٫۱۵	۳۵٫۶۴ ۲٫۸	۰٫۵۵ ۰٫۰۲۰	۴٫۷۴ ۰٫۰۹	۰٫۰$_{۳}$۲۳ ۰٫۰$_{۴}$۱۰	۰٫۰۱۱ ۰٫۰$_{۳}$۶	۰٫۲۰ ۰٫۰۱۵	۳۵٫۴۳ ۲٫۸	۵۳٫۱۲ ۳٫۱	۰٫۰۰۴۱ ۰٫۰$_{۳}$۱۳
CrO_4	۶۳٫۱ ۲٫۷	۶۱٫۲۱ ۳٫۳۰	۱۱۱٫۶ ۶٫۵	۰٫۰۰۲۵ ۰٫۰$_{۳}$۱۵	۰٫۰۰۶ ۰٫۰$_{۳}$۱	۰٫۰$_{۳}$۳۵ ۰٫۰$_{۴}$۱۴	۰٫۱۲ ۰٫۰۰۶	۰٫۴ ۰٫۰۳	۷۳٫۰ ۴٫۳	... ...	۰٫۰$_{۴}$۲ ۰٫۰$_{۶}$۵
C_2O_4	۳۰٫۲۷ ۱٫۶	۳٫۳۴ ۰٫۲۴	۷٫۲۲ ۰٫۶۹	۰٫۰۰۳۴ ۰٫۰$_{۳}$۱۷	۱٫۴۸ ۰٫۰۳۰	۰٫۰۰۸۵ ۰٫۰$_{۳}$۳۸	۰٫۰۰۴۶ ۰٫۰$_{۳}$۲۶	۰٫۰$_{۴}$۵۵ ۰٫۰$_{۴}$۴۳	۰٫۰۳ ۰٫۰۰۲۷	۰٫۰$_{۳}$۶۴ ۰٫۰$_{۴}$۴	۰٫۰$_{۴}$۱۶ ۰٫۰$_{۵}$۵۴
CO_3	۱۰۸٫۰ ۵٫۹	۱۹٫۳۹ ۱٫۸	۱٫۳ ۰٫۱۷	۰٫۰۰۳ ۰٫۰$_{۳}$۱	۳٫۹۴ ۰٫۱۰	۰٫۰۰۲۳ ۰٫۰$_{۳}$۱۱	۰٫۰۰۱۱ ۰٫۰$_{۴}$۷	۰٫۰۰۱۳ ۰٫۰$_{۴}$۱۳	۰٫۱ ۰٫۰۱	۰٫۰۰۴ ؟ ۰٫۰$_{۳}$۳ ؟	۰٫۰$_{۴}$۱ ۰٫۰$_{۴}$۳

ہر ایک مربع میں؛ اُوپر کے عدد سے نابیدہ نمک کے اُن گراموں کی تعداد مراد ہے جو ۱۰۰ مکعب سمر پانی میں حل ہوتے ہیں۔ نیچے کے عدد سالمی حل پذیری کو تعبیر کرتے ہیں یعنی گرام سالمات کی اُس تعداد کو جو سیر شدہ محلول کے ایک لیٹر میں پائی جاتی ہے خفیف حل پذیریوں کے اعداد مختصر کئے گئے ہیں مثلاً ۰٫۰$_{۴}$۲ = ۰٫۰۰۰۰۲ ۔ دیگر حل پذیریاں غیر نامیاتی کیمیا کے دیگر حصص میں درج کی جائیں گی۔

سلسلۂ نصابیات علمیہ جامعۂ عثمانیہ

غیر نامیاتی کیمیا

حصۂ اول

ST 01
Ro

بربنائے غیر نامیاتی کیمیا مصنفۂ الگزینڈر سمتھ

ترتیب

چودھری برکت علی صاحب۔ بی۔ ایس سی۔ (علیگ)
پروفیسر کیمیا۔ کلیۂ جامعۂ عثمانیہ

سنہ ۱۳۴۷ھ م سنہ ۱۳۳۷ف م سنہ ۱۹۲۸ء

دارالطبع جامعۂ عثمانیہ سرکار عالی حیدرآباد دکن

JAMMU & KASHMIR UNIVERSITY
LIBRARY
No 5325
D. 25.8.49
SRINAGAR
St-82

یہ کتاب جی۔ بیل اینڈ سنز کی اجازت سے
جن کو حقوق کاپی رائٹ حاصل ہیں
طبع کی گئی ہے۔

546
غ 31 ا

فہرستِ مضامین

غیر نامیاتی کیمیا - حصّہ اوّل

چونے کا پتھر، اینٹ، گچ، وغیرہ، اِن کا یہ حال ہے کہ اِن کی ترکیب میں یہ عنصر ۵۰ فی صدی سے زیادہ ہے - ہوا میں حجماً پانچواں حصّہ اور وزناً چوتھا حصّہ آزاد آکسیجن ہے -

بسیط چیزوں کی تیاری

بسیط چیزوں کے حاصل کرنے کے لئے دو عام راہیں ہیں - اگر عنصر، گندک اور سونے کی طرح قدرتی طور پر آزادی کی حالت میں ملتا ہو تو اِس صورت میں صرف اِس بات کی ضرورت ہے کہ اُسے اُس کے ماسوا، یعنی آلوئوں، کی آمیزش سے پاک کر لیا جائے - اور اگر عنصر اِس حالت میں میسّر نہ ہو یا اُس کی تخلیص میں کوئی خاص اشکال ہو تو اِس صورت میں عنصر کے کسی قدرتی یا مصنوعی مرکب کی تحلیل سے کام لیا جاتا ہے -

پھر تحلیل کے بھی دو طریقے ہو سکتے ہیں - ایک یہ کہ پریسٹلی[1] کے تجربوں کی طرح توانائی کے صَرف سے جو عموماً حرارت یا برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے، مرکب کے اجزا کو ایک دوسرے سے بزور جدا کر دیا جائے - اور دوسرا طریق یہ ہے کہ جزوِ مطلوب کو جدا کرنے کے لئے دیگر اجزاء کے سامنے کوئی ایسی چیز پیش کی جائے جس کے ساتھ وہ ترکیب کھا سکتے ہوں (دیکھو ہائیڈروجن کی تیاری) -

آکسیجن کی تیاری میں پہلا طریق زیادہ سہل اور زیادہ کار گر ہے -

ماخذ کے انتخاب میں طبعاً لاگت کا خیال بھی ویسا ہی مدِنظر رہتا ہے جیسا کہ طریقِ کار کی سہولت پیشِ نظر ہوتی ہے -

---

[1] Priestley

مثلاً سونے کا آکسائیڈ (Oxide) ذرا سی حرارت سے آکسیجن دے دیتا ہے۔ لیکن آکسیجن کا یہ ماخذ بہت قیمتی ہے۔ دوسری طرف چُونا بہت سستی چیز ہے۔ لیکن وہ برقی قوس تک کی تپش پر بھی آکسیجن کو نہیں چھوڑتا۔

آکسیجن کی تیاری

۱- ہوا سے

کُرۂ ہوائی میں آکسیجن (Oxygen) کے ساتھ جو اَور چیزیں مخلوط ہیں اُن سے آکسیجن کو پاک کر لیا جائے۔ اِس کی ایک صورت یہ ہے کہ ہوا، مایع بنا لی جاتی ہے۔ پھر نائیٹروجن (Nitrogen) جو مقابلۃً زیادہ طیران پذیر ہے، اِس مایع سے خارج کر دی جاتی ہے۔ آکسیجن کو سب سے آخر میں طیران ہوتا ہے۔ اِسے دبا کر مضبوط گیس دانوں میں بھر لیا جاتا ہے۔ یہ قاعدہ محض احتیالی قاعدہ ہے۔

آج کل تجارتی اغراض کے لئے جو آکسیجن درکار ہوتی ہے وہ بیشتر، مایع ہوا ہی سے تیار کی جاتی ہے۔ چنانچہ مایع آکسیجن کا نقطۂ جوش -۱۸۲٫۴° ہے۔ اور نائیٹروجن اِس سے بھی پست تر تپش، یعنی -۱۹۴°، پر جوش کھاتی ہے۔ مایع ہوا کی تپش تقریباً -۱۹۰° ہے۔ اور یہ درجہ، جوش کھاتی ہوئی نائیٹروجن کی تپش سے کسی قدر بلند تر ہے۔ اِس لئے آکسیجن کی بہ نسبت نائیٹروجن کو بہت زیادہ آزادی کے ساتھ تبخیر کا موقع میسّر آجاتا ہے۔ اور تھوڑی سی دیر کی تبخیر کے بعد جو مایع باقی رہ جاتا ہے وہ تقریباً سب کا سب، خالص آکسیجن (۹۶ فی صدی) پر مشتمل ہوتا ہے۔ اب جو گیس اِس مایع سے نکلتی ہے وہ ایسے فولادی پمپوں (شکل ۳) کے ذریعہ جو ۱۰۰ ـــ ۱۵۰ کُرّاتِ ہوائیہ کا دباؤ پیدا کر سکتے ہیں،

فولادی اُستوانیوں میں بھینچ کر بند کر لی جاتی ہے۔ اور بازار میں وہ اِن ہی اُستوانیوں میں بکتی ہے۔



شکل ۳

تجارتی پیمانہ پر یہ گیس عموماً مقاصدِ ذیل کے لئے تیار کی جاتی ہے:-

۱۔ ذات الریہ اور ضیق النفس وغیرہ کے مریض جب آکسیجن کو اِس شکل میں تنفس کے لئے استعمال کرتے ہیں تو اِس سے اُنہیں کچھ آرام حاصل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے یہ آکسیجن دواءً استعمال کی جاتی ہے۔

۲۔ جب تیز حرارت مطلوب ہوتی ہے تو شعلوں کی پرورش کے لئے ہوا کی بجائے اِس سے کام لیا جاتا ہے۔ دیکھو کیلسیئم (Calcium) کی روشنی۔

۲۔ مرکبات سے

بہت سے مرکبات ایسے ہیں کہ گرم کرنے سے ۲۰۰۰° کی تپش کے اندر اندر اپنی آکسیجن (Oxygen) کھو دیتے ہیں۔ اور اِس حد تک کی تپش معمولی نبسنی مشعل، اور معدنی کوئلے کی آگ سے بخوبی حاصل ہو سکتی ہے۔ اِن مرکبات میں سے بعض معدنی بھی ہیں۔ لیکن اکثر مصنوعی طور پر تیار کئے جاتے ہیں۔ اِس قسم کے معدنیات کی ایک مثال مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) ہے۔ اِس میں عموماً پانی کے اجزاء بھی موجود ہوتے ہیں۔ اِس لئے گرم کرنے پر اِن سے آکسیجن کے ساتھ ساتھ رطوبت بھی خارج ہوتی ہے۔ اور آخرِ کار ایک ایسا مرکب باقی رہ جاتا ہے جو اپنی ترکیب کے اعتبار سے وُہی معدنی

چیز ہے جسے ہازمینائیٹ (Hausmannite Mn_3O_4) کہتے ہیں۔
لیکن مشکل یہ ہے کہ اِس قسم کی چیزوں کو بہت کچھ گرم کرنا پڑتا ہے - اور اِس پر بھی اُن کی تمام آکسیجن اُن سے جُدا نہیں ہوتی - چنانچہ شورہ (پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) KNO_3 صرف اُس وقت آکسیجن دیتا ہے جب کہ وہ تیز سُرخ حرارت پر پہنچ جاتا ہے - اور اِس تپش پر بھی اُس کی تمام آکسیجن کا صرف تیسرا حصّہ آزاد ہوتا ہے :—

$$KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O$$

اور مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide MnO_2) کو گرم کرنے سے :—

$$MnO_2 \rightarrow Mn_3O_4 + O.$$

اِس لئے عملیات میں مجبوراً مصنوعی ماخذوں سے کام لینا پڑتا ہے۔ مصنوعی ماخذوں میں ایک مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) ہے - یہ مرکب قیمتی ہے لیکن اِس کے ساتھ تاریخی دلچسپی وابستہ ہے - بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور اب سے پہلے صنعی پیمانہ پر آکسیجن (Oxygen) تیار کرنے میں (برِن کا قاعدہ) بہت کام آتا تھا - پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) بھی مصنوعی مرکب ہے - اور دارالتجربہ میں آکسیجن تیار کرنے کے لئے نہایت عمدہ اور مناسب چیز ہے - سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور آکسیجن کی تیاری کے لئے بکار آمد چیز ہے - اِس جماعت کی اور بہت سی چیزیں آگے چل کر آئینگی۔

---

[1] اِس معدنی چیز کو آکسیجن کی تیاری کے لئے سب سے پہلے شیل (Scheele) نے استعمال کیا تھا۔

[2] (Brin)

ب۔ آکسیجن برِن کے قاعدہ سے ——

اِس قاعدہ میں بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) سے ابتداء کی جاتی ہے - بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) BaO اَنبجھے چونے یعنی CaO سے بہت مشابہ ہے - لیکن جب اِسے ہوا میں گرم کیا جاتا ہے تو وہ CaO کے برعکس تقریباً ۵۰۰° پر پہنچ کر اور آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا لیتا ہے - اور اِس طرح بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بنا دیتا ہے - پھر جب بیریئم پر آکسائیڈ بلند تر تپش (۱۰۰۰°) پر پہنچتا ہے تو یہ زائد آکسیجن (Oxygen) اِس سے جُدا ہو جاتی ہے -

واقعہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ کا سالمہ اپنے دونوں اجزائے ترکیبی کے ایک ایک جوہر پر مشتمل ہے - جب اُسے ہوا میں گرم کرتے ہیں تو وہ آکسیجن کے ایک اور جوہر کے ساتھ ترکیب کھا جاتا ہے - چنانچہ تعامل کی ماہیت حسبِ ذیل ہے :—

$$BaO + O \rightarrow BaO_2$$

تعامل کا دوسرا حصّہ جس میں آکسیجن (Oxygen) اِس پر آکسائیڈ (peroxide) سے آزاد ہوتی ہے تعاملِ بالا کا عکس[ل] ہے - چنانچہ

$$BaO_2 \rightarrow BaO + O$$

اِس قاعدہ میں تاجرانہ فائدہ کا نکتہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ

ل جہاں کوئی تعامل متعاکس ہو جاتا ہے اور تعامل کی سمت ایسے واقعات پر موقوف ہوتی ہے جو بدلے جا سکتے ہیں وہاں دونوں مساواتیں الگ الگ لکھنے کی بجائے ایک ہی جگہ لکھی جاتی ہیں - اور اِس مطلب کے لئے طرزِ تحریر حسبِ ذیل اختیار کی جاتی ہے :—

$$BaO + O \rightleftarrows BaO_2$$

بار بار یہی کام دے سکتا ہے - قاعدہ کی نوعیت سے ظاہر ہے کہ حقیقت میں یہ ہوا سے آکسیجن (Oxygen) حاصل کرنے کا کیمیائی قاعدہ ہے۔

عملیات کی سہولت اور اخراجات کی بچت کے خیال سے اِس قاعدہ میں تھوڑی سی تبدیلی کرلی گئی ہے - چنانچہ بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) اگر ۷۰۰° کی تپش پر رکھ لیا جائے جو دونوں مذکورۂ بالا تپشوں کا تقریباً اوسط ہے، اور پھر اِس آکسائیڈ (Oxide) پر بہت سے دباؤ کے اندر رکھی ہوئی ہوا بزور پہنچائی جائے تو وہ ہوا کی آکسیجن (Oxygen) کو جذب کر لیتا ہے - بیریئم آکسائیڈ اِس مطلب کے لئے بڑے بڑے مضبوط نلوں میں رکھا جاتا ہے - اِن نلوں کے آخری حصّوں میں ایک ایک کھلمنڈن لگا ہوتا ہے - اِن کھلمنڈنوں کے رستے نائیٹروجن (Nitrogen) باہر نکل جاتی ہے۔ جب آکسیجن کا امتزاج مکمل ہو جاتا ہے تو پمپ کا عمل اُلٹ دیا جاتا ہے - اِس طرح نلوں کے اندر خلا پیدا ہو جاتا ہے جس سے بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) پر دباؤ گھٹ جاتا ہے۔ اور زائد آکسیجن جس نے بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) کے ساتھ ترکیب کھائی تھی پھر آزاد ہو جاتی ہے - اِسی طرح دباؤ کے تغیرات سے وُہی نتیجہ پیدا ہو جاتا ہے جو تپش کے تغیرات سے متصور ہے۔ اور بہت سا اِیندھن ضائع ہونے سے بچ جاتا ہے - علاوہ بریں اِس صورت میں آکسیجن تیار کرنے کا قاعدہ بھی مقابلۃً زیادہ مسلسل ہو جاتا ہے -

اِس قاعدہ سے جو آکسیجن (Oxygen) حاصل ہوتی ہے اُس کا خلوص تقریباً ۹۶ فی صدی تک ہوتا ہے - یہ آکسیجن زور سے دبا کر اُستوانوں میں بھرلی جاتی ہے اور پھر یہی اُستوانے فروخت کے لئے بازار میں بھیج دِئے جاتے ہیں -

آکسیجن پوٹاسیئم کلوریٹ سے

پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) ایک سفید قلمی چیز ہے جو دیا سلائی اور آتش بازی کی صنعت میں بہت استعمال ہوتی ہے۔ اِسے امتحانی نلی (شکل ۴) میں گرم کرو تو وہ ۳۵۱° پر پہنچ کر پگھلتا ہے۔ پھر اگر اور زیادہ گرم کیا جائے تو اُس میں اُبال شروع ہو جاتا ہے۔ اور اِس سے بہت سی آکسیجن نکل آتی ہے۔ تجربہ سے یہ بات بھی ثابت ہے کہ اِس نمک میں جتنی آکسیجن موجود ہے وہ سب کی سب اِس سے آزاد کی جا سکتی ہے۔ گرم کرنے کے بعد اِس سے جو سفید مادّہ باقی رہ جاتا ہے وہ بعینہٖ وُہی مادّہ ہے جسے معدنی شکل میں سلوائیٹ (Sylvite) کہتے ہیں۔ کیمیا کی زبان میں اِس کا نام پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) ہے۔ تحلیل ہونے پر اِس مادّہ سے پوٹاسیئم (Potassium) اور کلورین (Chlorine) کا ایک ایک جوہری وزن حاصل ہوتا ہے۔ اِس بناء پر ہم یوں استدلال کر سکتے ہیں کہ پوٹاسیئم کلوریٹ کی ترکیب کو ضابطہ $KClO_x$ سے تعبیر ہونا چاہیئے۔ جس میں x آکسیجن کے جوہری وزنوں کی تعداد ہے۔ حساب و تخمین سے یہ امر پایۂ ثبوت کو پہنچ چکا ہے کہ x کی قیمت تین ہے۔ اِس لئے ضابطۂ مذکور $KClO_3$ ہونا چاہیئے۔ پھر تحلیل کو تعبیر کرنے کے لئے مساوات حسب ذیل ہونی چاہیئے:—

$$KClO_3 \rightarrow KCl + 3O.$$

x کی قیمت معلوم کرنے کی ایک صورت یہ ہے کہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی کوئی معلوم مقدار احتراقی نلی میں رکھ کر گرم کی جائے اور پھر اُس کا نقصانِ وزن (= آکسیجن) معلوم کر لیا جائے۔ پھر تفریق سے اِس امر کا معلوم کر لینا کچھ مشکل

نہیں کہ آکسیجن (Oxygen) کے اخراج کے بعد جو پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) باقی رہ گیا ہے اُس کا وزن کیا ہے - چنانچہ ایک واقعی تجربہ میں ۲٫۹۹۸ گرام پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) سے ۱٫۱۶۹ گرام آکسیجن حاصل ہوئی اور ۱٫۸۲۹ گرام پوٹاسیئم کلورائیڈ باقی رہ گیا - اب پوٹاسیئم (Potassium) کا وزنِ جوہر ۳۹٫۱۵ اور کلورین (Chlorine) کا وزنِ جوہر ۳۵٫۴۵ ہے - اِس لئے پوٹاسیئم کلورائیڈ کا وزنِ ضابطہ ۷۴٫۶ ہونا چاہیئے - تخمین سے آکسیجن (Oxygen) اور پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) کے جو وزن حاصل ہوئے ہیں اُن میں سے آکسیجن کے وزن کو آکسیجن کے وزنِ جوہر پر اور پوٹاسیئم کلورائیڈ کے وزن کو اُس کے وزنِ ضابطہ پر تقسیم کر دیا جائے تو

$$1.169 \div 16 = 0.07306$$

اور $$1.829 \div 74.6 = 0.02452$$

پس $$0.02452 : 0.07306 :: 1 : 3$$

اِس بناء پر پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کا ضابطہ حسبِ ذیل ہونا چاہیئے :—

$$O \times 3(KCl) \times 1, \text{ یا } KClO_3$$

اِس عمل کی خصوصیت یہ ہے کہ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ کی آمیزش، پوٹاسیئم کلوریٹ کی تحلیل کے حدوث کو بہت نمایاں طور پر تیز کر دیتی ہے - اِس لئے آکسیجن (Oxygen) کی تیاری میں پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے ساتھ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) شامل کر لیا جاتا ہے - اور دارالتجربہ میں تو عام طور پر اِسی طرح (شکل ۷) آکسیجن تیار کی جاتی ہے - اِس صورت میں آکسیجن مقابلۃً پست تر تپش پر (یعنی ۲۰۰° کے اندر اندر) نکل آتی ہے - اور اِس کی اچھی خاصی

بسم اللہ الرحمن الرحیم

پہلی فصل

آکسیجن

ہم کیمیا کا باقاعدہ مطالعہ آکسیجن سے شروع کرتے ہیں کیونکہ یہ ایک نہایت دلچسپ اور نہایت مفید چیز ہے۔ چنانچہ :—

۱۔ ہوا میں یہی چیز، شئے عامل ہے۔

۲۔ ہماری زندگی اِس پر موقوف ہے۔ اگر یہ نہ ہو تو ہم دم گھٹ کر مر جائیں۔

۳۔ حرارت کے لئے بھی ہم اِس کے مرہونِ منّت ہیں۔ اگر یہ نہ ہو تو لکڑی، گیس، اور کوئلے، وغیرہ کا جلنا موقوف ہو جائے۔

۴۔ جہاں تیل، گیس یا موم بتّی جلانے کی ضرورت پیش آتی ہے وہاں روشنی بھی اِسی کی مدد سے میسّر آتی ہے۔

ہمیں اِس بات کے معلوم کرنے کی بھی ضرورت ہے کہ دار التجربہ میں جو اشیاء ہم استعمال کرتے ہیں اُن میں سے کس کس کے ساتھ آکسیجن ترکیب کھا سکتی ہے۔ اور وہ کون کون سی چیزیں ہیں جن کے ساتھ وہ کوئی تعامل نہیں کرتی۔ یہ معلومات آئندہ کے لئے ہمارے

دلیل راہ بن جائینگے - اور ہمیں معلوم ہو جائیگا کہ جن چیزوں کو ہم ہوا کی آکسیجن سے محفوظ رکھنا چاہتے ہیں اُن کے لئے کیا تدبیر اختیار کر سکتے ہیں - اور اِس بات کا بھی پتہ چل سکیگا کہ آیا کسی خاص تجربہ میں آکسیجن نے بھی کچھ حصّہ لیا ہے یا نہیں یا تجربہ میں اُس کے لئے حصّہ لینے کا کس حد تک امکان ہو سکتا ہے -

پس ہم آکسیجن کے مطالعہ کو مندرجہ ذیل عنوانوں پر تقسیم کر دیتے ہیں - لیکن اِس تقسیم کے ضمن میں اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ آکسیجن اور دیگر اشیاء کے واقعاتِ متعلقہ کی اِس طرح جماعت بندی کر دینا محض ایک احتیالی امر ہے - اور یہ کچھ ضروری نہیں کہ ہر چیز کا مطالعہ اِن ہی عنوانوں میں محصور رہے - اِس قسم کی تقسیموں سے صِرف یہ فائدہ مترتّب ہوتا ہے کہ قاری کے لئے امرِ مطلوب کی تلاش آسان ہو جاتی ہے :---

۱- اِس عنصر کی تاریخ -

۲- کون کون سی اشیاء میں آکسیجن پائی جاتی ہے - یعنی اِس عنصر کا وقوع -

۳- ہم خالص آکسیجن کس طرح حاصل کر سکتے ہیں - یعنی اِس عنصر کی تیاری -

۴- مِن حیث الشئے اِس کے نوعی طبیعی خواص کیا ہیں -

۵- کائنات کے اندر اور دارالتجربہ میں یہ عنصر کیا کچھ کرتا ہے اور کیا کچھ کرنے پر قادر نہیں - یعنی اِس کے کیمیائی خواص -

آکسیجن کی تاریخ

بہت سے عناصر جو آکسیجن کی بہ نسبت کمتر سہولت کے ساتھ

دستیاب ہو سکتے ہیں وہ تو صدہا سال سے معلوم ہیں اور آکسیجن کا پتہ حال ہی کہ اِس کی ہستی اٹھارہویں صدی کے اواخر تک مشخّص نہ ہوسکی اِس اشکال کی وجہ یہ ہے کہ ٹھوس اور مایع چیزوں کی طرح گیسی چیزوں کی تمیز و تشخیص آسان نہیں - اِس لئے گیسوں کے مطالعہ کی ترقی بہت سُست رہی ہے -

چینی آٹھویں صدی میں یا اِس سے بھی پہلے اِس بات سے واقف تھے کہ ہوا کے دو جُزو ہیں - اور وہ یہ بات بھی جانتے تھے کہ اِن میں سے ایک جُزو عامل ہے جو بعض دھاتوں کے ساتھ، اور جلتی ہوئی گندک کے ساتھ، اور کوئلے کے ساتھ ترکیب کھاجاتا ہے - چنانچہ اِس جُزو کو وہ ینؔ[1] کہتے تھے - پھر اِسی حد پر اکتفا نہیں بلکہ وہ تو یہاں تک بھی واقف ہو چکے تھے کہ یہ جُزو بعض معدنیات کو گرم کرنے سے خلوص کی حالت میں حاصل ہو سکتا ہے - چنانچہ اِس قسم کے معدنیات میں سے جو اُنہیں معلوم تھے ایک شورہ بھی تھا -

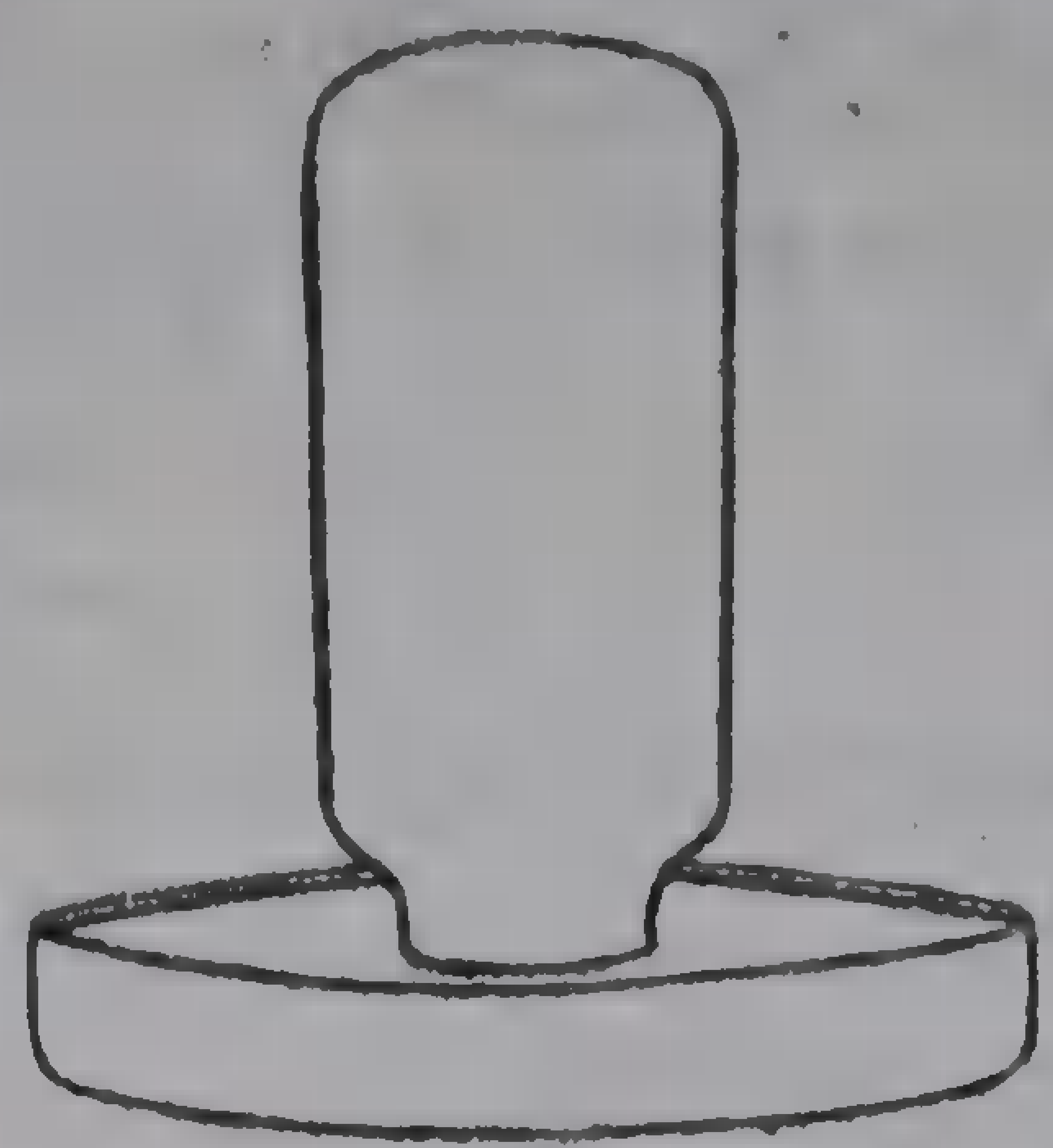
یورپ میں سب سے پہلا شخص لیونارڈو دا ونسی[2] ہے جس نے یہ بیان کیا کہ ہوا میں دو گیسیں ہیں - (سنہ ۱۴۵۱-۱۵۱۹ء) پھر اِس کے بعد سنہ ۱۶۶۹ء میں میئو[3] نے ہوا میں آکسیجن کے تناسب کی تخمین کی اور اِس بات سے بھی پوری پوری بحث کی کہ احتراق میں، زنگ آوری میں، سرکہ بنانے میں، اور تنفس میں، اِس کا مفاد کیا ہے - لیکن وہ خالص آکسیجن تیار نہ کر سکا یا شاید اِس کی تیاری پر متوجہ ہی نہ ہؤا - اِس کے بعد سنہ ۱۷۳۱ء میں ھیلز[4] نے شورہ کو گرم کر کے آکسیجن تیار کی - اور اِس بات کا اندازہ بھی کیا کہ شورہ سے

---

[1] Yin
[2] Leonardo da Vinci
[3] Mayow
[4] Halès

اِس کی کتنی مقدار حاصل ہو سکتی ہے - لیکن وہ یہ معلوم نہ کر سکا کہ اِس میں اور ہوا میں کیا تعلق ہے - بیئن[1] پہلا شخص ہے جس نے مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کو گرم کر کے (اپریل ۱۷۷۴ء) اِسے تیار کیا -

پریسٹلی[2] اُن گیسوں کی ماہیت کے امتحان کا خصوصیت سے بہت شائق تھا جو بعض مادّوں کے گرم کرنے سے آزاد ہوتی ہیں - اُس کا طریقِ عمل یہ تھا کہ شیشہ کا ایک لمبا سا برتن (شکل ۱) پارے سے



شکل ۱

بھر لیتا تھا اور اِس برتن کو پارے سے بھرے ہوئے لگن میں اُلٹ کر رکھ دیتا تھا - پھر جس چیز کا امتحان منظور ہوتا تھا اُسے شیشہ کے اُلٹ کر رکھے ہوئے برتن کے اندر پارے کی سطح پر تیرا دیتا تھا -

---

لہ Bayen

ٹہ (Priestley) - یہ شخص اِنگلستان کا ایک پادری تھا جو اپنا فرصت کا وقت کیمیائی تجربوں میں صرف کرتا تھا - اپنی عمر کے آخری حصّہ میں وہ امریکہ چلا گیا اور نارتھمبرلینڈ (Northum berland) میں فوت ہوا -

اور اِس کے بعد بڑے سے عدسۂ محرق کے ذریعہ اِس چیز پر آفتاب
کی شعاعوں کو مُرتکز کرتا تھا۔ اِسی طرح کے تجربوں کے دَوران میں
سنہ ۱۷۷۴ء میں پریسٹلی[1] کو معلوم ہؤا کہ پارے کے سُرخ کِلس پر
جب یہ عمل کیا جاتا ہے تو اِس سے ایک گیس کی غیر معمولی مقدار
برآمد ہوتی ہے۔ اِس نے اتفاقاً یہ بھی معلوم کر لیا کہ یہ گیس نہایت
عمدگی سے ممدِّ احتراق ہے۔ چنانچہ اُس نے خود اِس بات کا اقرار
کیا ہے کہ "میں نے یوں ہی بلا مقصد ایک جلتی ہوئی موم بتّی اِس
گیس میں داخل کی۔ اور کیا دیکھتا ہوں کہ اُس کا شعلہ نہایت منوّر ہو گیا"۔
پھر بعد میں اُسے یہ بھی معلوم ہؤا کہ یہ گیس مفیدِ تنفس اور چھوٹے
چھوٹے حیوانات، مثلاً چُہیا، کے لئے ممدِّ حیات بھی ہے۔ لیکن وہ
اِس کے ایک سال بعد تک اِس بات کو تمیز نہ کر سکا کہ کُرۂ ہوائی
کی ہوا محض آمیزہ ہے اور اُسے یہ بھی معلوم نہ ہؤا کہ یہ گیس
حقیقت میں وُہی گیس ہے، جو ہوا کا ایک جزو ہے اور اِس میں
وُہی خواص پائے جاتے ہیں جو ہوا میں محسوس ہوتے ہیں۔ پھر جب
اُسے یہ بات معلوم ہوئی کہ یہ گیس ہوا کا جزو ہے تو اُس وقت بھی
وہ یہی سمجھتا رہا کہ یہ گیس حقیقت میں نائیٹرک ترشہ، مٹی، اور آگ کا
مرکب ہے!

جب پریسٹلی اِن تجربوں میں مستغرق تھا تو سویڈن[2] میں
شیل[3] نامی ایک دوا فروش بھی اِسی قسم کے تجربے کر رہا تھا۔
چنانچہ اُس نے بھی سنہ ۱۷۷۱ و ۷۲ء میں یہی گیس سات مختلف اشیاء یعنی
شورہ، پارے کے سُرخ کِلس، وغیرہ، سے حاصل کر لی۔ اور وہ اِس
بات کو بھی بخوبی سمجھ گیا کہ کُرۂ ہوائی کی آکسیجن دھاتوں کے ساتھ،

۱؎ Priestley ۲؎ Sweden
۳؎ Scheele

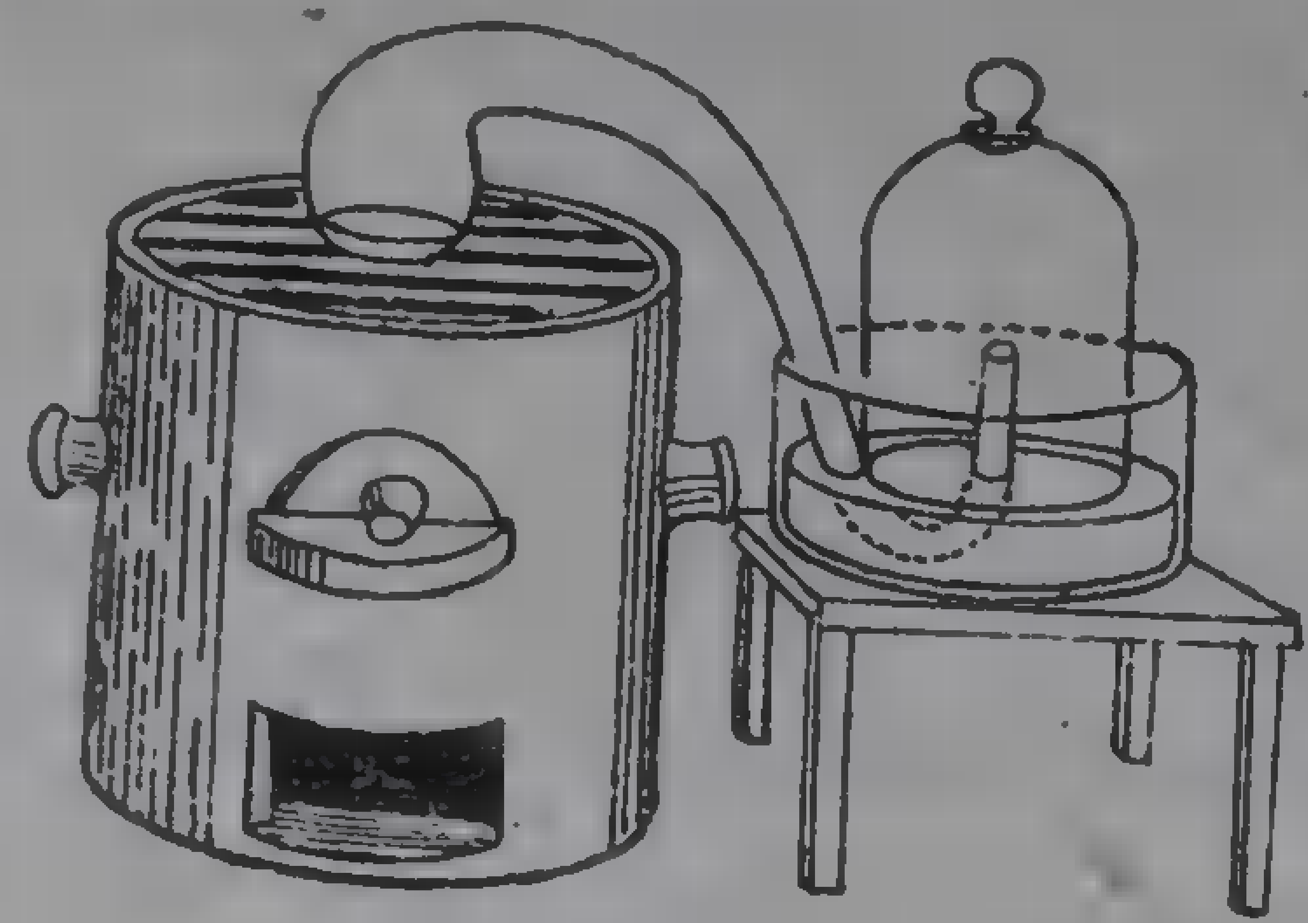
فاسفورس (Phosphorus) کے ساتھ، ہائیڈروجن (Hydrogen) کے ساتھ، السی کے تیل کے ساتھ، اور بہت سی اور اشیاء کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے۔ لیکن اُس کے نتائج کو سنہ ۱۷۷۷ء تک اشاعت نصیب نہ ہوئی۔ اور پریسٹلی اُس پر سبقت لے گیا۔ چنانچہ آج بھی عموماً پریسٹلی ہی اِس عنصر کا "صاحبِ اکتشاف" سمجھا جاتا ہے!!

اُسی زمانہ میں لیوازیے[لہ] دھاتوں کی زنگ آلودگی کا مطالعہ کر رہا تھا۔ لیکن وہ سنہ ۱۷۷۳ء سے لے کر سنہ ۱۷۷۵ء تک یہی خیال کرتا رہا کہ ہوا، نائیٹروجن (Nitrogen) اور "ہوائے ثابت" (کاربن ڈائی آکسائیڈ Carbon dioxide) پر مشتمل ہے۔ چنانچہ مارچ سنہ ۱۷۷۵ء میں جب اُس نے مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کو تجربۃً گرم کیا تو وہ اِسی توقع میں تھا کہ اِس سے "ہوائے ثابت" حاصل ہوگی حالانکہ اکتوبر سنہ ۱۷۷۴ء میں اُسے پریسٹلی کے ساتھ ملاقات کا موقع بھی مل چکا تھا۔ اور پریسٹلی جس حد تک اپنے اِس اکتشاف سے خود واقف تھا اُس حد تک اُسے بھی بتا چکا تھا۔ ہاں سنہ ۱۷۷۵ء کے آخری حصّہ میں البتہ لیوازیے کا یہ اعتقاد ہوگیا کہ ہوا میں "ہوائے ثابت" نہیں ہے۔ لیکن اِس کے ساتھ ہی وہ اب اِس مغالطہ میں پھنس گیا کہ ہوا محض ایک واحد گیس پر مشتمل ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ اِس کے معلومات کی بناء صرف مرکیورک آکسائیڈ پر موقوف تھی۔ اور وہ اِس امر پر متوجہ نہ ہوا کہ پارے کو مرکیورک آکسائیڈ میں تبدیل کر کے بھی دیکھ لینا چاہیئے۔ ہاں سنہ ۱۷۷۷ء میں البتہ اُس نے دھاتی پارے کو قرنبیق (شکل ۲) میں رکھ کر گرم کیا۔

چنانچہ لیوازیے نے آلہ کو اِس طرح ترتیب دیا کہ فانوس اور قرنبیق کے اندر ہوا کا ایک معیّن حجم، لگن میں رکھے ہوئے

لہ Lavoisier

پارے سے محدود ہو گیا - پھر اُس نے قرنبیق میں رکھے ہوئے



شکل ۲

تھوڑے سے پارے کو گرم کیا تو اِس پارے کی سطح پر وُہی معروف سُرخ سفوف بن گیا جو اُس زمانہ میں پارے کے سُرخ کلس کے نام سے مشہور تھا اور آج ہم اِسے مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کہتے ہیں - اور اِس کے ساتھ ہی ہوا کا حجم گھٹ گیا - پھر بارہ روز تک حرارت پہنچانے کے بعد یہ دونوں تغیر ختم ہو گئے -

اِس اثناء میں ہوا کا حجم اپنے ایک خُمس کے قریب گھٹ گیا تھا اور آکسائیڈ (Oxide) کی اِتنی مقدار تیار ہو چکی تھی کہ اُس کا وزن بخوبی معلوم ہو سکتا تھا - اِس تغیر کی تکمیل کے بعد جو گیس باقی رہ گئی اُس میں امدادِ حیات اور احتراق انگیزی کی قابلیت نہ تھی - اور اِس بناء پر لیوازیے[۱] نے اِس کا نام ایزوٹ (Asate) رکھا - اور فرانس میں آج تک اِس کا یہی نام مروّج ہے - انگریزی زبان میں اِس گیس کو نائیٹروجن کہتے ہیں -

---

[۱] Lavoisier

لیوازیے نے اِس طرح جو آکسائیڈ (Oxide) تیار کیا اُس کو زیادہ گرم کرنے سے پھر اُتنے ہی حجم کی گیس نکل آئی جتنے حجم کی کمی ہوا میں پیدا ہوئی تھی۔ اور وہ خواص جو ہوا سے مفقود ہو گئے تھے وہ اِس گیس میں زیادہ مبالغہ کے ساتھ موجود تھے۔ اِس بناء پر یہ امر قطعی طور پر پایۂ ثبوت کو پہنچ گیا کہ آکسیجن کرۂ ہوائی کا جزء ہے۔

لیوازیے نے اِس نئے عنصر کا نام آکسیجن (Oxygen) رکھا۔ اِس لفظ کے معنی تُرشہ زائے کے ہیں۔ لیوازیے کے نزدیک اِس کی وجہِ تسمیہ یہ تھی کہ یہ چیز کئی ایک عناصر کے ساتھ ترکیب کھا کر اِس قسم کے مرکب بناتی ہے جو پانی میں ملا دینے سے تُرشئی (مزہ میں تُرش) محلول پیدا کرتے ہیں لیکن کیونڈش^ہ^ نے بہت جلد ثابت کر دیا کہ بعض تُرش چیزیں ایسی بھی ہیں جن میں آکسیجن (Oxygen) کا کوئی شائبہ موجود نہیں پس اُس روز سے یہ نام محض بے معنی بلکہ گمراہ کُن ہے۔

یہاں ضمناً یہ بات بھی ذکر کے قابل ہے کہ صرف ہائیڈروجن ہی ایک ایسا عنصر ہے جو تمام تُرشوں میں جزوِ مشترک ہے۔

وقوع

ارضی مادّہ میں تقریباً ۵۰ فی صدی آکسیجن ہے۔ پانی کی ترکیب میں تقریباً ۸۹ فی صدی آکسیجن ہے۔ اِنسانی جسم کی ترکیب میں آکسیجن ۶۰ فی صدی سے بھی زیادہ ہے۔ اور معمولی مادّی چیزیں جو روزانہ ہماری نگاہ کے سامنے رہتی ہیں، مثلاً ریت کا پتھر

ہ Cavendish

چونے کا پتھر، اینٹ، گچ، وغیرہ، اِن کا یہ حال ہے کہ اِن کی ترکیب میں یہ عنصر ۵۰ فی صدی سے زیادہ ہے۔ ہوا میں حجماً پانچواں حصّہ اور وزناً چوتھا حصّہ آنساد آکسیجن ہے۔

بسیط چیزوں کی تیاری

بسیط چیزوں کے حاصل کرنے کے لئے دو عام راہیں ہیں۔ اگر عنصر، گندک اور سونے کی طرح قدرتی طور پر آزادی کی حالت میں ملتا ہو تو اِس صورت میں صرف اِس بات کی ضرورت ہے کہ اُسے اُس کے ماسوا، یعنی توثوں، کی آمیزش سے پاک کر لیا جائے۔ اور اگر عنصر اِس حالت میں میسّر نہ ہو یا اُس کی تخلیص میں کوئی خاص اشکال ہو تو اِس صورت میں عنصر کے کسی قدرتی یا مصنوعی مرکب کی تحلیل سے کام لیا جاتا ہے۔

پھر تحلیل کے بھی دو طریقے ہو سکتے ہیں۔ ایک یہ کہ پریسٹلی[1] کے تجربوں کی طرح توانائی کے صَرف سے جو عموماً حرارت یا برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے، مرکب کے اجزاء کو ایک دوسرے سے بزور جُدا کر دیا جائے۔ اور دوسرا طریق یہ ہے کہ جزوِ مطلوب کو جُدا کرنے کے لئے دیگر اجزاء کے سامنے کوئی ایسی چیز پیش کی جائے جس کے ساتھ وہ ترکیب کھا سکتے ہوں (دیکھو ہائیڈروجن کی تیاری)۔

آکسیجن کی تیاری میں پہلا طریق زیادہ سہل اور زیادہ کارگر ہے۔

ماخذ کے انتخاب میں طبعاً لاگت کا خیال بھی ویسا ہی مدِنظر رہتا ہے جیسا کہ طریقِ کار کی سہولت پیشِ نظر ہوتی ہے۔

---

[1] Priestley

مثلاً سونے کا آکسائیڈ (Oxide) ذرا سی حرارت سے آکسیجن دے دیتا ہے۔ لیکن آکسیجن کا یہ ماخذ بہت قیمتی ہے۔ دُوسری طرف چُونا بہت سستی چیز ہے۔ لیکن وہ برقی قوس تک کی تپش پر بھی آکسیجن کو نہیں چھوڑتا۔

آکسیجن کی تیاری

۱- ہوا سے

کُرۂ ہوائی میں آکسیجن (Oxygen) کے ساتھ جو اَور چیزیں مخلوط ہیں اُن سے آکسیجن کو پاک کر لیا جائے۔ اِس کی ایک صورت یہ ہے کہ ہوا، مایع بنا لی جاتی ہے۔ پھر نائیٹروجن (Nitrogen) جو مقابلۃً زیادہ طیران پذیر ہے، اِس مایع سے خارج کر دی جاتی ہے۔ آکسیجن کو سب سے آخر میں طیران ہوتا ہے۔ اِسے دبا کر مضبوط گیس دانوں میں بھر لیا جاتا ہے۔ یہ قاعدہ محض احتیالی قاعدہ ہے۔

آج کل تجارتی اغراض کے لئے جو آکسیجن درکار ہوتی ہے وہ بیشتر، مایع ہوا ہی سے تیار کی جاتی ہے۔ چنانچہ مایع آکسیجن کا نقطۂ جوش -۱۸۲٫۴° ہے۔ اور نائیٹروجن اِس سے بھی پست تر تپش، یعنی -۱۹۴°، پر جوش کھاتی ہے۔ مایع ہوا کی تپش تقریباً -۱۹۰° ہے۔ اور یہ درجہ، جوش کھاتی ہوئی نائیٹروجن کی تپش سے کسی قدر بلند تر ہے۔ اِس لئے آکسیجن کی بہ نسبت نائیٹروجن کو بہت زیادہ آزادی کے ساتھ تبخیر کا موقع میسّر آجاتا ہے۔ اور تھوڑی سی دیر کی تبخیر کے بعد جو مایع باقی رہ جاتا ہے وہ تقریباً سب کا سب، خالص آکسیجن (۹۶ فی صدی) پر مشتمل ہوتا ہے۔ اب جو گیس اِس مایع سے نکلتی ہے وہ ایسے فولادی پمپوں (شکل ۳) کے ذریعہ جو ۱۰۰ --- ۱۵۰ کُرّاتِ ہوائیہ کا دباؤ پیدا کر سکتے ہیں

فولادی اُستوانیوں میں بھینچ کر بند کر لی جاتی ہے - اور بازار میں وہ اِن ہی اُستوانیوں میں بکتی ہے۔

تجارتی پیمانہ پر یہ گیس عموماً مقاصدِ ذیل کے لئے تیار کی جاتی ہے:-



شکل ۲

۱- ذات الریہ اور ضیق النفس وغیرہ کے مریض جب آکسیجن کو اِس شکل میں تنفس کے لئے استعمال کرتے ہیں تو اِس سے اُنہیں کچھ آرام حاصل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے یہ آکسیجن دواءً استعمال کی جاتی ہے -

۲- جب تیز حرارت مطلوب ہوتی ہے تو شعلوں کی پرورش کے لئے ہوا کی بجائے اِس سے کام لیا جاتا ہے۔ دیکھو کیلسیئم (Calcium) کی روشنی۔

۲ - مرکبات سے

بہت سے مرکبات ایسے ہیں کہ گرم کرنے سے ۲۰۰۰° کی تپش کے اندر اپنی آکسیجن (Oxygen) کھو دیتے ہیں۔ اور اِس حد تک کی تپش معمولی نبسنی مشعل، اور معدنی کوئلے کی آگ سے بخوبی حاصل ہو سکتی ہے - اِن مرکبات میں سے بعض معدنی بھی ہیں۔ لیکن اکثر مصنوعی طور پر تیار کئے جاتے ہیں - اِس قسم کے معدنیات کی ایک مثال مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) ہے - اِس میں عموماً پانی کے اجزاء بھی موجود ہوتے ہیں۔ اِس لئے گرم کرنے پر اِن سے آکسیجن کے ساتھ ساتھ رطوبت بھی خارج ہوتی ہے - اور آخرِ کار ایک ایسا مرکب باقی رہ جاتا ہے جو اپنی ترکیب کے اعتبار سے وُہی معدنی

چیز ہے جسے ہازمینائیٹ (Hausmannite Mn_3O_4) کہتے ہیں۔
لیکن مشکل یہ ہے کہ اِس قسم کی چیزوں کو بہت کچھ گرم کرنا پڑتا ہے - اور اِس پر بھی اُن کی تمام آکسیجن اُن سے جُدا نہیں ہوتی - چنانچہ شورہ (پوٹاسیئم نائیٹریٹ KNO_3(Potassium nitrate) صِرف اُس وقت آکسیجن دیتا ہے جب کہ وہ تیز سُرخ حرارت پر پہنچ جاتا ہے - اور اِس تپش پر بھی اُس کی تمام آکسیجن کا صِرف تیسرا حِصّہ آزاد ہوتا ہے :—

$$KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O$$

اور مینگانیز[1] ڈائی آکسائیڈ(Manganese dioxide MnO_2) کو گرم کرنے سے :—

$$MnO_2 \leftrightarrow Mn_3O_4 + O.$$

اِس لئے عملیات میں مجبوراً مصنوعی ماخذوں سے کام لینا پڑتا ہے۔ مصنوعی ماخذوں میں ایک مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) ہے - یہ مرکب قیمتی ہے لیکن اِس کے ساتھ تاریخی دلچسپی وابستہ ہے - بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور اب سے پہلے صنعی پیمانہ پر آکسیجن (Oxygen) تیار کرنے میں (برِن[2] کا قاعدہ) بہت کام آتا تھا - پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) بھی مصنوعی مرکب ہے - اور دارالتجربہ میں آکسیجن تیار کرنے کے لئے نہایت عمدہ اور مناسب چیز ہے - سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) بھی مصنوعی مرکب ہے اور آکسیجن کی تیاری کے لئے بکار آمد چیز ہے - اِس جماعت کی اور بہت سی چیزیں آگے چل کر آئینگی۔

---

[1] اِس معدنی چیز کو آکسیجن کی تیاری کے لئے سب سے پہلے شیل (Scheele) نے استعمال کیا تھا۔

[2] (Brin)

آکسیجن برن کے قاعدہ سے ———

اِس قاعدہ میں بیریئم آکسائیڈ(Barium oxide) سے ابتداء کی جاتی ہے۔ بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) BaO اَنبجھے چُونے یعنی CaO سے بہت مشابہ ہے۔ لیکن جب اِسے ہوا میں گرم کیا جاتا ہے تو وہ CaO کے برعکس تقریباً ۵۰۰° پر پہنچ کر اور آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا لیتا ہے۔ اور اِس طرح بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) بنا دیتا ہے۔ پھر جب بیریئم پر آکسائیڈ بلند تر تپش (۱۰۰۰°) پر پہنچتا ہے تو یہ زائد آکسیجن (Oxygen) اِس سے جُدا ہو جاتی ہے۔

واقعہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ کا سالمہ اپنے دونوں اجزائے ترکیبی کے ایک ایک جوہر پر مشتمل ہے۔ جب اُسے ہوا میں گرم کرتے ہیں تو وہ آکسیجن کے ایک اور جوہر کے ساتھ ترکیب کھا جاتا ہے۔ چنانچہ تعامل کی ماہیت حسبِ ذیل ہے :—

$$BaO+O \rightarrow BaO_2$$

تعامل کا دُوسرا حِصّہ جس میں آکسیجن (Oxygen) اِس پر آکسائیڈ (peroxide) سے آزاد ہوتی ہے تعاملِ بالا کا عکس[1] ہے۔ چنانچہ

$$BaO_2 \rightarrow BaO+O$$

اِس قاعدہ میں تاجرانہ فائدہ کا نُکتہ یہ ہے کہ بیریئم آکسائیڈ

---

[1] جہاں کوئی تعامل متعاکس ہو جاتا ہے اور تعامل کی سمت ایسے واقعات پر موقوف ہوتی ہے جو بدلے جاسکتے ہیں وہاں دونوں مساواتیں الگ الگ لکھنے کی بجائے ایک ہی جگہ لکھی جاتی ہیں۔ اور اِس مطلب کے لئے طرزِ تحریر حسبِ ذیل اختیار کی جاتی ہے :—

$$BaO+O \rightleftarrows BaO_2$$

بار بار یہی کام دے سکتا ہے۔ قاعدہ کی نوعیت سے ظاہر ہے کہ حقیقت میں یہ ہوا سے آکسیجن (Oxygen) حاصل کرنے کا کیمیائی قاعدہ ہے۔

عملیات کی سہولت اور اخراجات کی بچت کے خیال سے اِس قاعدہ میں تھوڑی سی تبدیلی کر لی گئی ہے۔ چنانچہ بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) اگر ۷۰۰° کی تپش پر رکھ لیا جائے جو دونوں مذکورۂ بالا تپشوں کا تقریباً اوسط ہے، اور پھر اِس آکسائیڈ (Oxide) پر، بہت سے دباؤ کے اندر رکھی ہوئی ہوا بزور پہنچائی جائے تو وہ ہوا کی آکسیجن (Oxygen) کو جذب کر لیتا ہے۔ بیریئم آکسائیڈ اِس مطلب کے لئے بڑے بڑے مضبوط نلوں میں رکھا جاتا ہے۔ اِن نلوں کے آخری حصّوں میں ایک ایک کھلمُندن لگا ہوتا ہے۔ اِن کھلمُندنوں کے رستے نائیٹروجن (Nitrogen) باہر نکل جاتی ہے۔ جب آکسیجن کا امتزاج مکمل ہو جاتا ہے تو پمپ کا عمل اُلٹ دیا جاتا ہے۔ اِس طرح نلوں کے اندر خلا پیدا ہو جاتا ہے جس سے بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) پر دباؤ گھٹ جاتا ہے۔ اور زائد آکسیجن جس نے بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) کے ساتھ ترکیب کھائی تھی پھر آزاد ہو جاتی ہے۔ اِسی طرح دباؤ کے تغیرات سے وُہی نتیجہ پیدا ہو جاتا ہے جو تپش کے تغیرات سے متصور ہے۔ اور بہت سا اِیندھن ضائع ہونے سے بچ جاتا ہے۔ علاوہ بریں اِس صورت میں آکسیجن تیار کرنے کا قاعدہ بھی مقابلۃً زیادہ مسلسل ہو جاتا ہے۔

اِس قاعدہ سے جو آکسیجن (Oxygen) حاصل ہوتی ہے اُس کا خلوص تقریباً ۹۶ فی صدی تک ہوتا ہے۔ یہ آکسیجن زور سے دبا کر اُستوانوں میں بھر لی جاتی ہے اور پھر یہی اُستوانے فروخت کے لئے بازار میں بھیج دِئے جاتے ہیں۔

آکسیجن پوٹاسیئم کلوریٹ سے

پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) ایک سفید قلمی چیز ہے جو دِیا سلائی اور آتش بازی کی صنعت میں بہت استعمال ہوتی ہے۔ اِسے امتحانی نلی (شکل ۴) میں گرم کرو تو وہ ۳۵۱° پر پہنچ کر پگھلتا ہے۔ پھر اگر اَور زیادہ گرم کیا جائے تو اُس میں اُبال شروع ہو جاتا ہے۔ اور اِس سے بہت سی آکسیجن نکل آتی ہے۔ تجربہ سے یہ بات بھی ثابت ہے کہ اِس نمک میں جتنی آکسیجن موجود ہے وہ سب کی سب اِس سے آزاد کی جا سکتی ہے۔ گرم کرنے کے بعد اِس سے جو سفید مادّہ باقی رہ جاتا ہے وہ بعینہٖ وہی مادّہ ہے جسے معدنی شکل میں رسلوائیٹ (Sylvite) کہتے ہیں۔ کیمیا کی زبان میں اِس کا نام پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) ہے۔ تحلیل ہونے پر اِس مادّہ سے پوٹاسیئم (Potassium) اور کلورین (Chlorine) کا ایک ایک جوہری وزن حاصل ہوتا ہے۔ اِس بناء پر ہم یوں استدلال کر سکتے ہیں کہ پوٹاسیئم کلوریٹ کی ترکیب کو ضابطہ $KClO_x$ سے تعبیر ہونا چاہیئے۔ جس میں x آکسیجن کے جوہری وزنوں کی تعداد ہے۔ حساب و تخمین سے یہ امر پایۂ ثبوت کو پہنچ چکا ہے کہ x کی قیمت تین ہے۔ اِس لئے ضابطۂ مذکور $KClO_3$ ہونا چاہیئے۔ پھر تحلیل کو تعبیر کرنے کے لئے مساوات حسب ذیل ہونی چاہیئے:—

$$KClO_3 \rightarrow KCl + 3O$$

x کی قیمت معلوم کرنے کی ایک صورت یہ ہے کہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی کوئی معلوم مقدار، احتراقی نلی میں رکھ کر گرم کی جائے اور پھر اُس کا نقصانِ وزن (= آکسیجن) معلوم کر لیا جائے۔ پھر تفریق سے اِس امر کا معلوم کر لینا کچھ مشکل

نہیں کہ آکسیجن (Oxygen) کے اخراج کے بعد جو پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) باقی رہ گیا ہے اُس کا وزن کیسا ہے - چنانچہ ایک واقعی تجربہ میں ۲٫۹۹۸ گرام پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) سے ۱٫۱۶۹ گرام آکسیجن حاصل ہوئی اور ۱٫۸۲۹ گرام پوٹاسیئم کلورائیڈ باقی رہ گیا - اب پوٹاسیئم (Potassium) کا وزنِ جوہر ۳۹٫۱۵ اور کلورین (Chlorine) کا وزنِ جوہر ۳۵٫۴۵ ہے - اس لئے پوٹاسیئم کلورائیڈ کا وزنِ ضابطہ ۷۴٫۶ ہونا چاہیئے - تخمین سے آکسیجن (Oxygen) اور پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) کے جو وزن حاصل ہوئے ہیں اُن میں سے آکسیجن کے وزن کو آکسیجن کے وزنِ جوہر پر اور پوٹاسیئم کلورائیڈ کے وزن کو اُس کے وزنِ ضابطہ پر تقسیم کر دیا جائے تو

۰٫۰۷۳۰۶ = ۱۶ ÷ ۱٫۱۶۹

اور ۰٫۰۲۴۵۲ = ۷۴٫۶ ÷ ۱٫۸۲۹

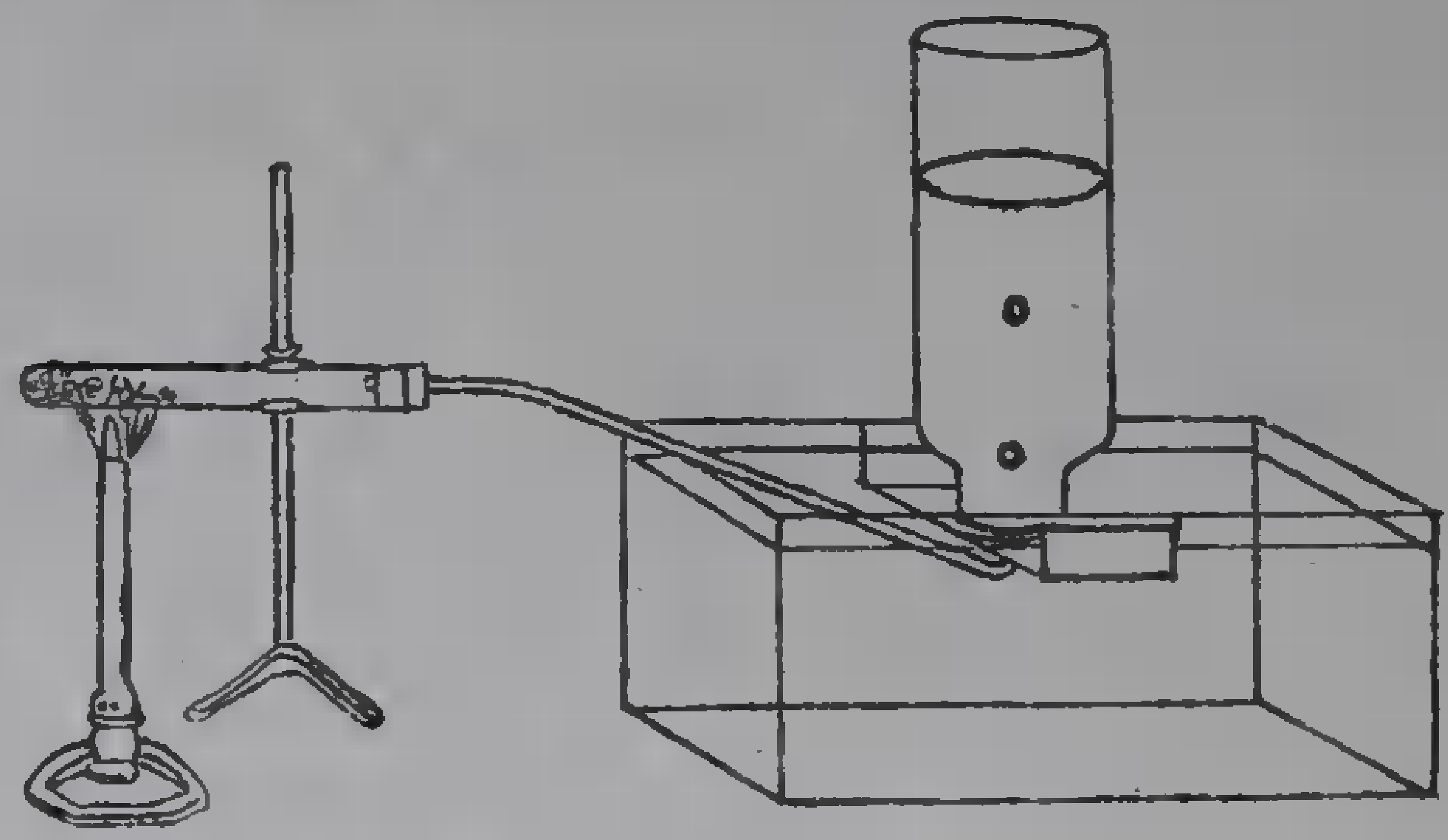
پس ۰٫۰۲۴۵۲ : ۰٫۰۷۳۰۶ :: ۱ : ۳

اِس بناء پر پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کا ضابطہ حسبِ ذیل ہونا چاہیئے :—

$O \times 3(KCl) \times I$, یا $KClO_3$

اِس عمل کی خصوصیت یہ ہے کہ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ کی آمیزش، پوٹاسیئم کلوریٹ کی تحلیل کے حدوث کو بہت نمایاں طور پر تیز کر دیتی ہے - اِس لئے آکسیجن (Oxygen) کی تیاری میں پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے ساتھ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) شامل کر لیا جاتا ہے - اور دار التجربہ میں تو عام طور پر اِسی طرح (شکل ۷) آکسیجن تیار کی جاتی ہے - اِس صورت میں آکسیجن مقابلۃً پست تر تپش پر (یعنی ۲۰۰° کے اندر اندر) نکل آتی ہے - اور اِس کی اچھی خاصی

رو حاصل ہوتی ہے - اگر مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) موجود نہ ہو تو جب تک کلوریٹ (Chlorate) پگھل (۳۵۱°) نہ جائے



شکل ۴

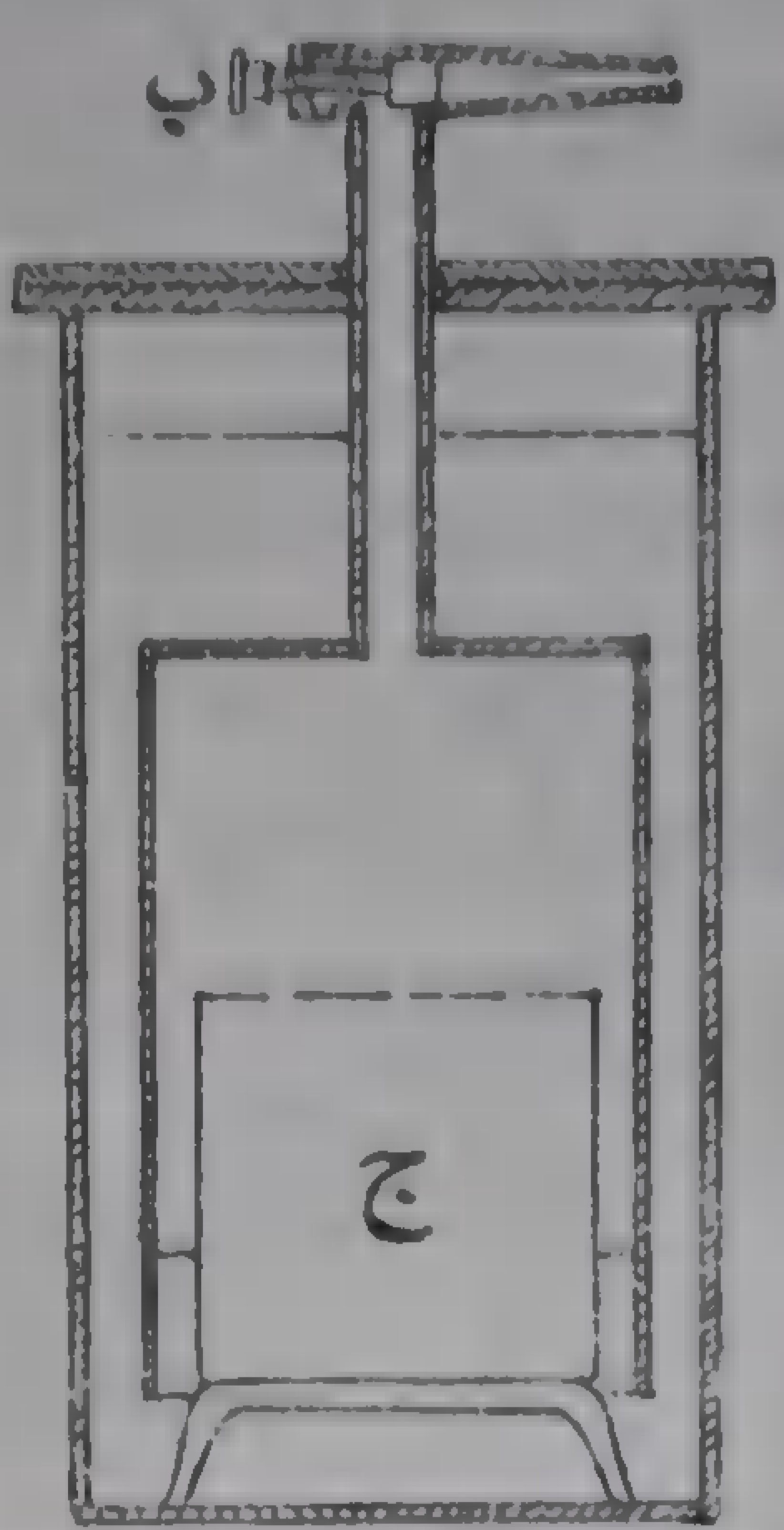
آکسیجن (oxygen) کو آزادی نصیب نہیں ہوتی - مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کا اپنا یہ حال ہے کہ وہ ۴۰۰° کے اندر آکسیجن کو نہیں چھوڑتا - اس لئے جب کلوریٹ (Chlorate) کے ساتھ استعمال کیا جاتا ہے تو اس کی اپنی ذات میں کوئی مستقل تغیر پیدا نہیں ہوتا -

آکسیجن سوڈیئم پر آکسائیڈ سے ———

سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) Na_2O_2 اور پانی H_2O کے تعامل سے آکسیجن بہ آسانی حاصل ہو سکتی ہے - اس تعامل سے آکسیجن تیار کرنے کے لئے شکل ۵ کا سا آلہ استعمال کیا جاتا ہے -

جب دھاتی سوڈیئم ہوا میں جلایا جاتا ہے تو سفوف کی شکل میں سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) حاصل ہوتا ہے -

یہ سفوف پگھلا دینے کے بعد جب ٹھوس کی شکل میں آتا ہے تو بخوبی متصل الاجزا ہوتا ہے۔ اِس شکل میں اسے "آکسون" (Oxone) کہتے ہیں اور بازار میں وہ اِسی نام سے ٹین کے چھوٹے چھوٹے سربمہر ڈبوں میں بکتا ہے۔ استعمال سے پہلے ڈبے میں کئی مقامات پر چھوٹے چھوٹے سوراخ کر دئے جاتے ہیں۔ اور ڈبہ آلۂ مذکور میں رکھ دیا جاتا ہے۔ شکلِ مذکور میں یہ ڈبہ ج ہے۔



شکل ۵

آلہ پانی سے تقریباً لبالب بھرا رہتا ہے۔ جب آکسیجن کے نکاس کے لئے کھلمنڈن ب کھول دیا جاتا ہے تو پانی ڈبہ ج میں اُس کے پیندے کے سوراخوں میں سے داخل ہوتا ہے اور آکسون (Oxone) کے ساتھ تعامل کرتا ہے۔ اور اِس طرح آکسیجن کی ایک مسلسل رَو جاری ہو جاتی ہے:—

$$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + O$$

پھر جب کھلمنڈن بند کر دیا جاتا ہے تو گیس کی پیدائش کچھ دیر تک جاری رہتی ہے۔ اور اُس کے دباؤ سے پانی دب کر ڈبے میں سے نکل جاتا ہے۔ اِس طرح مزید تعامل کا اِمکان نہیں رہتا۔ اور اِس آلہ سے حسبِ ضرورت آکسیجن حاصل کرنے کا ذریعہ پیدا ہو جاتا ہے۔

یہ قاعدہ بہت سہل ہے۔ چنانچہ کمرے کی تپش پر بخوبی کام دے سکتا ہے۔ علاوہ بریں اِس قاعدہ سے حسبِ ضرورت آکسیجن کی رَو حاصل ہو سکتی ہے۔ اور جب اُس کی ضرورت نہ ہو تو رد کی

جا سکتی ہے - اِس تعامل سے جو سوڈیَم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium Hydroxide) پیدا ہوتا ہے وہ پانی میں حل ہوکر رہ جاتا ہے۔

یہاں ضمناً سوڈیَم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے نام پر بھی غور کرو - وہ اپنے مسمّٰی بہ کے عناصر ترکیبی پر دلالت کرتا ہے -

آکسیجن ٹیسی ڈو موٹے[1] کے قاعدہ سے —

وسیع پیمانہ پر آکسیجن تیار کرنے کے لئے جو بہت سے قاعدے وقتاً فوقتاً تجویز کئے گئے ہیں اُن میں ایک وہ بھی ہے جس کا نام اِس عنوان میں درج کیا گیا ہے - یہ قاعدہ سوڈیَم مینگانیٹ (Sodium manganate) کی متواتر ترکیب و تحلیل پر مبنی ہے - اور دو حصّوں پر مشتمل ہے جن کے انصرام کے لئے مختلف تپشیں درکار ہیں -

چنانچہ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) اور سوڈیَم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے اعتدالاً گرم کئے ہوئے آمیزہ پر جب ہوا کی رَو گزاری جاتی ہے تو سوڈیَم مینگانیٹ (Sodium manganate) بن جاتا ہے :-

$$2MnO_2 + 4NaOH + O_2 = 2H_2O + 2Na_2MnO_4$$

اب اگر یہ سوڈیَم مینگانیٹ (Sodium manganate) شوخ سُرخ حرارت تک گرم کر دیا جائے اور اِسی حالت میں اِس پر بھاپ کی رَو گزاری جائے تو سوڈیَم مینگانیٹ تحویل ہوکر ڈائی مینگانِک ٹرائی آکسائیڈ (Dimanganic trioxide) ہو جاتا ہے، سوڈیَم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) بنتا ہے، اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے :-

$$2Na_2MnO_4 + 2H_2O = Mn_2O_3 + 4NaOH + 3O$$

[1] Tessiedu Motay قاعدۂ مذکور کے مجوز کا نام ہے -

جس تپش پر پہلا تعامل حادث ہوتا ہے - اِس ٹھوس کے ابقا کی تپش کو گھٹا کر اُس حد پر لے آنے کے بعد جب ہوا کی رو گزاری جاتی ہے تو پھر سوڈیم مینگانیٹ (Sodium manganate) بن جاتا ہے :-

$$Mn_2O_3 + 4NaOH + 3O = 2H_2O + 2Na_2MnO_4$$

غرض اِسی طور پر اِن تعاملوں کا بار بار اعادہ کیا جا سکتا ہے - اور اِس طرح، ہوا سے خالص آکسیجن حاصل کر لینے کی ایک عمدہ تدبیر پیدا ہو جاتی ہے -

کیمیا کے مطالعہ میں طبیعیات کی ضرورت —

کیمیائی حوادث کے بیان میں اِس بات کا بھی خیال رکھنا پڑتا ہے کہ مضمون حد سے زیادہ نہ پھیل جائے - اِس لئے عملیات کے معمولی سے اشارہ اور کیمیائی نتائج کے اجمالی سے بیان، پر اکتفا کر لیا جاتا ہے - لیکن اِس سے یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ حوادث کی پوری پوری کیفیت اور کامل ماہیت پر حاوی ہو جانے کے لئے یہی اجمال کافی ہے - واقعہ یہ ہے کہ ہر حال میں اِس قسم کے اجمالات کی پشت پر تفصیلات کا ایک طومار ہوتا ہے جو ہمیشہ بلا کم وکاست قاری کے پیشِ نظر رہنا چاہیئے - کتاب سے صرف اجمالی سا تجربی علم حاصل ہو سکتا ہے - اور حقیقی علم کا حصول صرف دارالتجربہ کے عملیات اور اُن کی بحث وتمحیص پر موقوف ہے - اِس حقیقی علم کی وسعت اور ماہیت کو ذہن نشین کرنے کے لئے اگر کوئی خاص تعامل نگاہ میں رکھ لیا جائے تو یہ نکتہ بخوبی واضح ہو جائیگا - مثال کے لئے اِس موقع پر ہم اُن مسائل میں سے بعض پیش کر سکتے ہیں جو پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے گرم کرنے سے پیدا ہوتے ہیں - یہ مسائل ہر ایسے شخص کو پیش آنا چاہئیں جس نے

Acc no: 5325

پہلے کبھی یہ تجربہ نہیں کیا اور وہ اِس تغیر کی کیمیائی ماہیت پر بخوبی حاوی ہونا چاہتا ہے۔

سب سے پہلے یہ واقعہ نگاہ میں آتا ہے کہ نمک مذکور گرم کرنے سے پگھلتا ہے۔ یہ واقعہ اپنی نوعیت کے اعتبار سے معمولی واقعہ ہے جس میں ضروری نہیں کہ کوئی قابلِ لحاظ کیمیائی تغیر مُضمر ہو۔ اور تبرید سے اِس واقعہ کا تعاکس بھی ممکن ہو سکتا ہے۔

پگھل جانے کے بعد اور گرم کرنے پر مایع جوش کھاتا ہوا معلوم ہوتا ہے۔ اور اِس واقعہ کی ماہیت پر عبور حاصل کرنے کے لئے جوش کھاتی ہوئی چیز کے خواص اور خود جوش کی ماہیت کا علم ضروری ہے۔ اگر مشاہد کو پہلے ہی سے یہ بات بتادی گئی ہے کہ شئے مذکور یک ذات ہے تو یقیناً وہ سمجھ لیگا کہ جو کچھ اِس وقت نگاہ میں آرہا ہے وہ اگر محض جوش ہے تو مایع کو کلیۃً تبخیر ہو جانا چاہیئے اور تبخیر کی تکمیل کے بعد کوئی چیز باقی نہ رہنا چاہیئے۔ علاوہ بریں اِس صورت میں یہ بھی ضروری ہے کہ تبخیر کے دوران میں ابتدا سے اختتام تک نقطۂ جوش مستقل رہے۔ پس اِس بات کے فیصلہ کے لئے کہ آیا فی الواقع کیمیائی تحلیل حادث ہو رہی ہے مُشاہد کو اِس بات پر غور کرنا چاہیئے کہ جو واقعات نگاہ کے سامنے ہیں اُنہیں کِن کِن باتوں میں معمولی جوش سے اختلاف ہے۔ مثلاً یہ واقعہ اگر معمولی جوش ہی تک محدود ہو تو نلی کے پہلوؤں پر بخارات کے جم جانے سے ٹھوس مادّہ کے کچھ نہ کچھ شائبے ضرور پیدا ہونا چاہئیں۔ اور یہاں یہ حال ہے کہ مناسب احتیاطوں کو مدِ نظر رکھ لینے کے بعد اِس قسم کا کوئی شائبہ محسوس نہیں ہوتا۔ پھر یہ بات بھی مُشاہد کی نگاہ میں آنی چاہیئے کہ اگر ابتداء میں نہیں تو کم از کم آخری مدارج میں تو ضرور واقعات کی یہ صورت ہے کہ شعلہ کو ہٹا لینے پر بھی مایع کا ہیجان موقوف نہیں ہوتا۔ اِس میں شک نہیں کہ

جوشِ محض میں بھی اِسی طرح کا انداز دیکھنے میں آتا ہے۔ لیکن غائر نگاہیں دونوں صورتوں میں کچھ نہ کچھ اختلاف ضرور محسوس کر سکتی ہیں۔

پھر اِس سے آگے بڑھ کر مُشاہد کو اُن تغیرات پر غور کرنا چاہیئے جو جوش کے دَوران میں اِس مادّہ کے قوام کو لاحق ہوتے ہیں۔ اور اِس بات کو بھی نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ آخرِ کار یہ مادہ کس طرح گاڑھا ہو جاتا ہے اور پھر ٹھوس بھی بن جاتا ہے حالانکہ حرارت جو اماعت اور جوش کی علت تھی اُس کا عمل بدستور جاری ہے۔

واقعہ زیرِ بحث کی تعیینی تحدید کے لئے تجربہ کار سے تجربہ کار محقق کو بھی اِس امر کی ضرورت پیش آئیگی کہ پُوری احتیاط کے ساتھ بہت سے تجربے کرے۔ ورنہ صحیح اور تعیینی نتائج کا استنباط نہایت مشکل ہے۔

اِن تمام واقعات کو دیکھ کر مُشاہد غالباً سب سے پہلے اِس نتیجہ پر پہنچیگا کہ یہ واقعات یقیناً جوشِ محض پر محمول نہیں ہو سکتے۔ ہاں بعض قرائن کی بناء پر اُس محلول کی تبخیر سے البتہ کسی حد تک ملتے جُلتے ہیں جو کسی چیز کے، اپنے قلماؤ کے پانی میں، حل ہو جانے سے پیدا ہوتا ہے۔ لیکن مشکل یہ ہے کہ حقائق تلاش نگاہوں میں یہ نظریہ حوادثِ مشاہدہ کے معمولی ظواہر کی توجیہ کے لئے بھی قابلِ قبول متصور نہیں ہو سکتا۔ چنانچہ یہ امر واقعہ ہے کہ تجربہ کے دَوران میں تلی کی دیواروں پر مادہ کی بستگی کا کوئی شائبہ محسوس نہیں ہؤا اور اگر نظریۂ مذکور کو صحیح مان لیا جائے تو اِس واقعہ کی توجیہ کے لئے یہ بھی ماننا پڑیگا کہ وہ مائع جو یہاں ٹھوس مادّہ کے لئے محلّل ہے حیرت انگیز طور پر طیران پذیر ہے۔

اِس توضیحی مثال کو اَور زیادہ پھیلانے کی ضرورت نہیں۔ جو کچھ بیان کر دیا گیا ہے اُس سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ سادہ سے سادہ تجربہ میں بھی اِس قسم کے مہماتِ مسائل کی بحث و تمحیص

کے لئے جو کم و بیش تمام کیمیائی حوادث میں مشترک ہیں ایک نہایت وسیع میدان محقق کی نگاہ کے سامنے موجود ہوتا ہے - یہ بات بھی یاد رکھنے کے قابل ہے کہ کیمیائی تغیر بذات خود کوئی ایسی چیز نہیں کہ ہمارے حواس اِس کی ذات کو محسوس کرلیں - جو کچھ مشاہدہ میں آتا ہے وہ صرف طبیعی خواص اور طبیعی حوادث ہیں - اور اِن ہی کا سہارا لے کر ہم کیمیائی حقائق پر پہنچتے ہیں - چنانچہ مثالِ بالا اِس امر کا ایک بیّن ثبوت ہے کہ معمولی سے معمولی کیمیائی حوادث کے مطالعہ کے لئے بھی علمِ طبیعیات پر کس قدر عبور کی ضرورت ہے - کسی کیمیائی تغیر کا "حقیقی علم" جس کی طرف ہم نے اُوپر کی تقریر میں اشارہ کیا ہے کامل طور پر صرف جب ہی حاصل ہو سکتا ہے جب کہ تغیر کی کیمیا اور اُس کے طبیعیات پر کامل عبور ہو جائے -

آکسیجن کے نوعی طبیعی خواص

آکسیجن ایک گیسی چیز ہے - جو بے رنگ، بے مزہ اور بے بُو ہونے کے اعتبار سے ہوا کی مشابہ ہے - اور ہوا سے قدرے بھاری ہے - اگر ہوا کو معیار قرار دے کر اُس کی کثافت کو اکائی مان لیا جائے تو ہوا کی اضافت سے آکسیجن کی کثافت ۱۰۵ء۱ ہے - لیکن کیمیا دان عموماً ہائیڈروجن کو معیار مانتے ہیں - اور اِس سے آکسیجن حسبِ تخمین مارلے[1] ۹۰۰ء۱۵ گُنا بھاری ہے - ۰° تپش پر اور ۷۶۰ مم دباؤ کے ماتحت ایک لیٹر آکسیجن کا وزن[2] ۴۲۹۰۰ء۱ گرام ہے -

---

[1] Morley

[2] حسبِ تخمین مارلے Morley

آکسیجن پانی میں کسی حد تک حل پذیر ہے - چنانچہ °۰ پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۴ حجم اور °۲۰ پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۳ حجم آکسیجن حل ہوتی ہے -

پانی میں آکسیجن کی قابلیتِ حل گو بہت خفیف ہے لیکن وہ بعض اعتبارات سے آکسیجن کی اہم ترین طبیعی خاصیت ہے - چنانچہ مچھلیاں اپنے خون کے لئے آکسیجن اسی ذریعہ سے حاصل کرتی ہیں - اور ہوا میں سانس لینے والے حیوانات، مثلاً انسان، کا یہ حال ہے کہ اگر آکسیجن پانی میں حل پذیر نہ ہوتی تو حیوانی اجسام کے نظام میں اُس کا داخل ہونا ممکن نہ ہوتا - حیوانی جسموں کے اندر وہ اسی طرح پہنچتی ہے کہ پھیپھڑوں کی ہوادار تھیلیوں کی دیواروں میں جو رطوبت موجود ہوتی ہے آکسیجن، پہلے اُس میں حل ہو جاتی ہے - اور پھر اسی حل شدہ حالت میں وہ پھیپھڑوں کے اندر جاکر خون میں حل جاتی ہے -

آکسیجن کی تپشِ فاصل - °۱۱۸ ہے - اس تپش پر اس کی اماعت کے لئے ۵۰ کراتِ ہوائیہ کا دباؤ درکار ہے - مایع آکسیجن کا رنگ ہلکا سا آسمانی ہوتا ہے - یہ مایع ایک کرۂ ہوائی کے ماتحت - ۵ر°۱۸۲ پر جوش کھاتا ہے - اس تپش پر مایع آکسیجن کی کثافت ۱۳ر۱ (پانی = ۱) ہے - یعنی اس تپش پر ا مکعب سمر آکسیجن کا وزن ۱۳ر۱ گرام ہوتا ہے - مایع ہائیڈروجن کی دھار سے ٹھنڈا کرکے ڈیوڑ[1] نے اس مایع کو ٹھوس بنا لیا ہے - یہ ٹھوس، برف سے ملتا جلتا اور رنگ کے اعتبار سے ہلکا آسمانی ہے -

یہ عجیب بات بھی قابلِ ذکر ہے کہ آکسیجن جب مایع کی شکل میں آتی ہے تو اس میں مقناطیسی خواص پیدا ہو جاتے ہیں -

---

[1] Dewar

چنانچہ مایع آکسیجن کی نلی کو مقناطیس سے بنخوبی جذب ہوتا ہے۔

ہر گیس کے چھ نوعی طبیعی خواص

یوں تو ہر چیز میں بہت سے نوعی طبیعی خواص پائے جاتے ہیں لیکن ہم اِس کتاب میں صرف اُن خواص کا ذکر کرینگے جو کیمیائی کاموں میں مستعمل ہیں۔ ہاں کسی مخصوص یا غیر متوقع ماہیت کی خاصیت جہاں کہیں آجائیگی اُس کو البتہ خصوصیت سے بیان کر دیا جائیگا۔ اگر یہ بات نگاہ میں رکھ لی جائے کہ گیسوں کے طبیعی خواص میں سے بحکمِ عموم صِرف چھ طبیعی خواص ایسے ہیں جن کا ہر گیس کی بحث میں ذکر آتا ہے تو اِس سے حافظہ کو بہت کچھ مدد مِل سکتی ہے۔ یہ چھ خواص حسبِ ذیل ہیں :—

۱- رنگ
۲- مزہ
۳- بُو
۴- کثافت
۵- اِماعت کی سہولت۔ یہ واقعہ تپشِ فاصل کی تعیین سے معرّف ہوتا ہے۔
۶- قابلیتِ حل- یہ واقعہ رواجاً صرف پانی سے متعلق ہے۔

اِس بحث کے ضمن میں یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ اِن چھ خواص میں سے پہلے تین کا ذکر کمیتاً کبھی نہیں ہوتا۔ مزہ اور بُو کا تو یہ حال ہے کہ ابھی اُن کی تعیین و تعریف کے لئے کوئی مطلق پیمانہ پیدا نہیں ہُوا۔ ہاں رنگ البتہ ضیائے منعکس اور متجاوز کے طولِ موج اور ہر طولِ موج کی اضافی حدّت کی تحدید سے معرّف ہو سکتا ہے۔ لیکن کیمیا دان شاذ و نادر ہی اِس قسم کی

اُلجھنوں میں پھنستے ہیں جو اُن کے مخصوص مقاصد کے لئے اِس قدر دُور از کار ہیں۔

باقی تین خواص کی تخمین البتہ مقابلۃً سہل ہے۔ اور اِس لئے وہ ہمیشہ کیست ہی کے اعتبار سے مذکور ہوتے ہیں۔ لیکن اکثر اشیاء کا یہ حال ہے کہ اُن کے متعلق اِن خصائص کی محتاطانہ تخمین پر کبھی کوئی متوجہ نہیں ہوا۔ یہاں تک کہ نہایت معروف اشیاء بھی آج تک تحقیق و تدقیق کے اِس درجہ پر نہیں آ سکیں۔ مثلاً پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کے نقطۂ اماعت کی تحقیق کا یہ حال ہے کہ وہ ۳۳۴° سے لے کر ۳۵۱° تک بتایا جاتا ہے! اور یہ آج تک کسی نے تحقیق نہیں کیا کہ فی الواقع وہ کونسا درجہ ہے جس پر مرکب مذکور تعیناً اماعت پذیر ہو جاتا ہے۔

گیسوں کی قابلیتِ حل غیر آبی مایعات میں —

لوہے اور فولاد کو تم نے اکثر دیکھا ہوگا کہ اُنہیں زنگ سے محفوظ رکھنے کے لئے اُن پر عموماً تیل لگا دیا جاتا ہے۔ لیکن واقعہ یہ ہے کہ تیل آکسیجن کو دھات تک پہنچنے سے روک نہیں سکتا۔ وہ تو برعکس اِس کے دھات تک پہنچنے میں اَور سہولت پیدا کر دیتا ہے۔ کیونکہ گیسیں، پانی کی بہ نسبت دیگر مایعات مثلاً پٹرولیئم (Petroleum) اور الکوہل (Alcohol) وغیرہ میں تقریباً دس گنا زیادہ حل پذیر ہیں۔ اصلیت یہ ہے کہ پانی زنگ کی پیدائش کا ممد ہے۔ اور وہ چونکہ تیلوں میں حل پذیر نہیں اِس لئے تیل گردِ ہوائی کی رطوبت کو دھات تک پہنچنے نہیں دیتا۔ اور اِس طرح دھات زنگ آلودگی سے محفوظ رہتی ہے۔

جدول مندرجہ ذیل پر غور کرو۔ اِس میں یہ بتایا گیا ہے کہ ایک حجم مایع میں حجماً کتنی گیس حل ہوتی ہے۔ بحالیکہ دباؤ ۷۶۰ مم

ہو۔ اِس جدول پر غور کرنے سے نکتۂ بالا بخوبی واضح ہو جائیگا :-

گیس	پٹرولیئم		پانی		الکوحل
	۱۰°	۲۰°	۲۰°	۰°	۰°
آکسیجن	۰٫۲۲۹	۰٫۲۰۲	۰٫۰۲۸	۰٫۰۴۱	۰٫۲۸۴
نائیٹروجن	۰٫۱۳۵	۰٫۱۱۶	۰٫۰۱۴	۰٫۰۲۰	۰٫۱۲۶
کاربن ڈائی آکسائیڈ	۱٫۳۱	۱٫۱۷	۰٫۹۰۱	۱٫۷۹۷	۴٫۳۲۹

نوعی کیمیائی خواص

اِس عنوان کے تحت میں ہم کسی چیز کے کیمیائی عادات بیان کرتے ہیں اور یہ بتاتے ہیں کہ وہ کون کون سی مرکب یا بسیط چیزیں ہیں جن کے ساتھ یہ چیز ترکیب کھاتی ہے یا تعامل کرتی ہے۔ پھر اِسی کے ضمن میں یہ بحث بھی آجاتی ہے کہ ہر تعامل کے لئے کون کون سے شرائط مخصوص ہیں۔ اور ہر حالت میں کیمیائی تغیر کے رُجحان کی حدت کس قدر ہے۔ اِس عنوان کے ماتحت جب آکسیجن کی سی کسی بسیط چیز سے بحث کرنا ہوتی ہے تو خصوصیت سے یہ باتیں معلوم کرنا پڑتی ہیں کہ یہ چیز کون کون سے دیگر عناصر کے ساتھ ترکیب کھاکر مرکبات پیدا کرتی ہے۔ کہاں تک اِن کے ساتھ بلا واسطہ ترکیب کھاتی ہے اور کون کون سے عناصر کے ساتھ اِس کے ترکیب دینے کے لئے دُوسری چیزوں کا واسطہ تلاش کرنا پڑتا ہے۔ عام طور پر ہم اُن بسیط چیزوں کو جو بہت سی دُوسری بسیط چیزوں کے ساتھ ترکیب کھاتی ہیں اور بلا واسطہ ترکیب کھاتی ہیں ' عامل کہتے ہیں۔ مثلاً آکسیجن عامل ہے اور نائیٹروجن

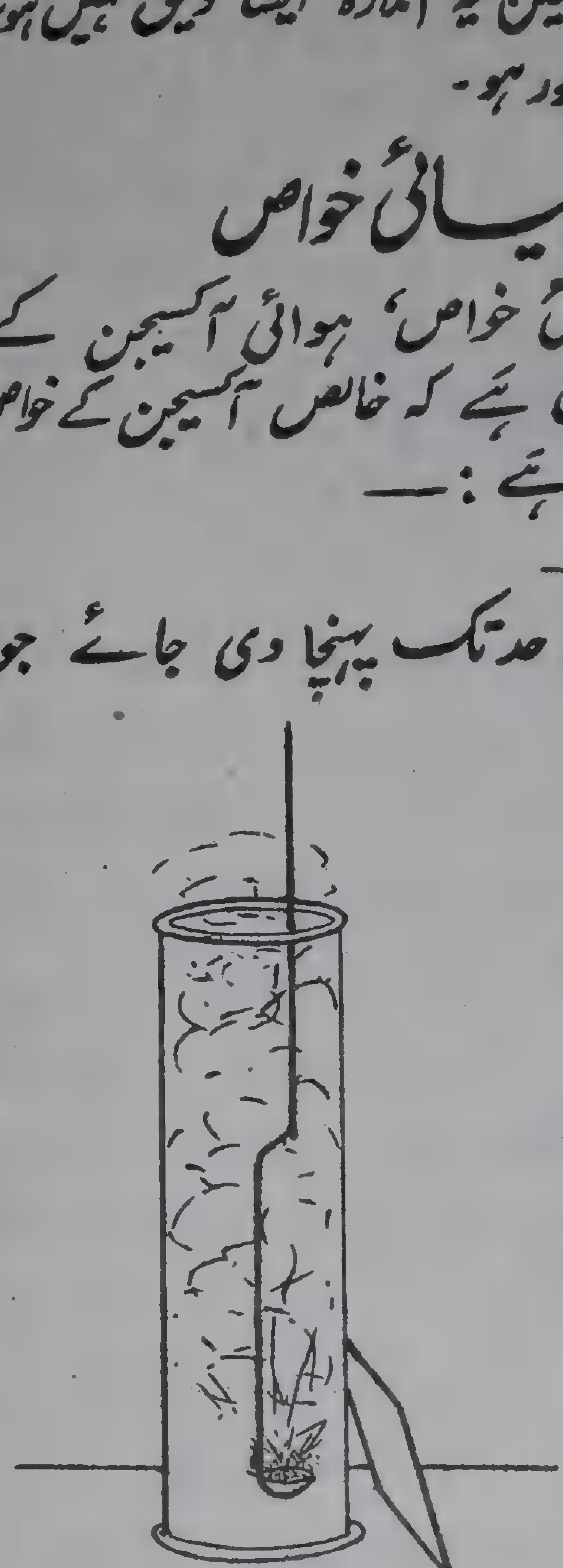
مقابلۂ غیر حامل -
کیمیائی تعامل کی حدّت کا اندازہ اُس کی رفتار سے کیا جاتا ہے یا اس بات سے کیا جاتا ہے کہ اِس سے کتنی برق پیدا ہوتی ہے کیمیائی تعامل کے دوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُس سے بھی تعامل کی حدّت کا اندازہ ممکن ہے - لیکن یہ اندازہ ایسا دقیق نہیں ہوسکتا کہ علمی نزاکت کے شایانِ شان متصور ہو۔

آکسیجن کے نوعی کیمیائی خواص

خالص آکسیجن کے کیمیائی خواص، ہوائی آکسیجن کے خواص کی مانند ہیں - صرف اِتنا فرق ہے کہ خالص آکسیجن کے خواص میں وضاحت کا پہلو زیادہ نمایاں ہے :—

ادھاتی عناصر

گندک کی تپش اگر اُس حد تک پہنچا دی جائے جو تعامل کے لیئے ضروری ہے تو آکسیجن گندک کے ساتھ (شکل ۶) تندی سے ترکیب کھاتی ہے - اور اِس سے ایک خاص گیس پیدا ہوتی ہے جس میں خراش اور بُو پائی جاتی ہے - اِس بُو کو عامیانہ زبان میں "گندک کی بُو" کہتے ہیں لیکن حقیقت میں گندک کی اپنی کوئی بُو نہیں - اور آکسیجن بھی بے بُو ہے - واقعہ یہ ہے کہ یہ بُو گندک اور آکسیجن کے اِس گیسی مرکب سے مخصوص ہے - یہ مرکب



شکل ۶

سلفر ڈائی آکسائیڈ SO_2 (Sulphur dioxide) ہے۔ گندک اور آکسیجن کے تعامل کے دوران میں بہت سی حرارت بھی پیدا ہوتی ہے۔

اِس تجربہ کی ترتیب کو ہم اُلٹ بھی سکتے ہیں۔ یعنی گندک کو آکسیجن میں داخل کرنے کی بجائے یہ بھی ہو سکتا ہے کہ گندک کے بخارات میں آکسیجن داخل کی جائے۔ اِس صورت میں آکسیجن جلتی ہوئی معلوم ہوگی۔ اور تعامل کا حاصل وُہی ہوگا جو پہلی صورت میں تھا۔

آکسیجن اور گرم کی ہوئی فاسفورس میں، گندک اور آکسیجن سے بھی زیادہ تندی کے ساتھ، تعامل ہوتا ہے۔ اور اِن کے تعامل سے ایک سفید سفوف نما ٹھوس مرکب بنتا ہے جو ہوا سے رطوبت جذب کر لیتا ہے۔ اور اِس رطوبت میں حل ہو کر بہت جلد محلول کی شکل میں آ جاتا ہے۔ فاسفورس اور آکسیجن کے تعامل سے جو مرکب پیدا ہوتا ہے وہ فاسفورک (Phosphoric) اینہائڈرائڈ P_2O_5 ہے۔

اِن دونوں صورتوں میں جو مرکب حاصل ہوتے ہیں وہ اپنے اجزائے ترکیبی سے جُداگانہ چیزیں ہیں۔ چنانچہ اِن میں بُو پائی جاتی ہے۔ اور ایک حاصل گیسی ہے اور دُوسرا ٹھوس۔ لیکن ایک اور اختلاف اِس سے بھی زیادہ قابلِ لحاظ ہے۔ یعنی اِن حاصلوں میں جب پانی ڈال کر ہلایا جاتا ہے تو وہ، پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ترشے بنا دیتے ہیں۔

جلتا ہوا کاربن (کوئلے کی شکل میں) جب آکسیجن میں داخل کیا جاتا ہے تو وہ، معمولی ہوا کی بہ نسبت آکسیجن میں زیادہ تیز جلتا ہے۔ اور زیادہ منوّر شعلہ پیدا کرتا ہے۔ اِس تعامل کا حاصل بھی ایک گیس ہے جسے ہم کاربن ڈائی آکسائیڈ

(Carbon dioxide) CO_2 کہتے ہیں۔ اِس گیس میں "چُونے کا پانی" جو حقیقت میں کیلسیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Calcium hydroxide) $Ca(OH)_2$ کا محلول ہے، مِلا کر ہلایا جائے تو کیلسیئم کاربونیٹ (Calcium carbonate) $CaCO_3$ کا سفید رسوب بن جاتا ہے۔

بلند تپشوں پر آکسیجن چند اَور ادھاتی عناصر، مثلاً سلیکن (Sicilon)، بورون (Boron)، اور آرسینک (Arsenic)، کے ساتھ بھی بہ آسانی ترکیب کھا جاتی ہے۔ اور ۱۹۰۰° پر خفیف سی مقدار میں، یعنی ۱ فی صدی تک نائیٹروجن کے ساتھ بھی ترکیب کھاتی ہے۔ کلورین (Chlorine)، برومین (Bromine) اور آئیوڈین (Iodine)، کے ساتھ آکسیجن براہِ راست ترکیب نہیں کھاتی۔ ہاں کلورین اور آئیوڈین کے آکسائیڈز (Oxides) بلا شبہ وجود پذیر ہیں۔ لیکن وہ بالواسطہ تیار ہوتے ہیں۔

ہیلیئم (Helium) کے خاندان میں جو چھ ارکان شامل ہیں اور اُن کا کوئی مرکب آج تک معلوم نہیں ہو سکا، اُن کے ساتھ، اور فلورین (Fluorine) کے ساتھ بھی، آکسیجن ترکیب نہیں کھاتی۔

گندک، فاسفورس (Phosphorus)، اور کاربن (Carbon)، کے ساتھ آکسیجن کے تعامل کی تعبیر حسبِ ذیل ہے:-

$$S+2O \rightarrow SO_2$$

$$2P+5O \rightarrow P_2O_5$$

$$C+2O \rightarrow CO_2$$

دھاتی عناصر

دھاتی لوہا ہوا (ہلکائی آکسیجن) میں صرف زنگ آلود ہوتا ہے اور وہ بھی بہت آہستہ آہستہ۔ لیکن خالص آکسیجن میں وہ بخوبی جلنے لگتا ہے اور حیرت انگیز چمکدار شعلہ پیدا کرتا ہے۔ اِس

دوران میں لوہے سے پگھلتے ہوئے آکسائیڈ (Oxide) کے قطرے گرتے ہیں۔ یہ قطرے جب ٹھنڈے ہوتے ہیں تو اِن سے تاریکی مائل مٹیالے سے رنگ کا پھوٹک مادّہ بن جاتا ہے۔ یہ وُہی مادّہ ہے جو لوہار کے گرم سُرخ لوہے کے کُوٹنے سے چھلکوں کی شکل میں لوہے سے اُڑتا ہے۔ یہ مادّہ قدرتی طور پر بھی پایا جاتا ہے۔ اور حقیقت میں وُہی چیز ہے جسے لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ (Oxide) کہتے ہیں۔ یہ آکسائیڈ (Oxide)، زنگ یعنی فیرک آکسائیڈ (Ferric oxide Fe_2O_3) سے جُداگانہ چیز ہے۔ زنگ کی بہ نسبت اِس میں آکسیجن کا تناسب کمتر ہوتا ہے۔ چنانچہ اِس کا ضابطہ Fe_3O_4 ہے:-

$$3Fe + 4O \rightarrow Fe_3O_4$$

تمام دھاتی عناصر پر اِسی قسم کے تجربے کرنے سے ثابت ہوتا ہے کہ آکسیجن، سونے چاندی اور پلاٹینم (Platinum) کے سِوا تمام معروف دھاتوں کے ساتھ بلاواسطہ ترکیب کھا جاتی ہے۔ اور سب کے ساتھ تو نہیں لیکن اکثر کے ساتھ ایسی ہی تندی سے ترکیب کھاتی ہے جیسے کہ لوہے کے ساتھ۔ سونا، چاندی اور پلاٹینم گرم کرنے پر بھی آکسیجن کے ساتھ تعامل نہیں کرتے۔ لیکن اِن کے آکسائیڈز (Oxides) بخوبی معلوم ہیں اور وہ بلاواسطہ امتزاج سے نہیں بلکہ کیمیائی تغیر کے دُوسرے اقسام، مثلاً دوئیلی تحلیل وغیرہ، سے حاصل ہوتے ہیں۔

مرکبات

مرکبات اگر بیشتر یا کُلیتہً ایسے عناصر پر مشتمل ہوں جو آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا سکتے ہیں تو وہ بھی آکسیجن کے ساتھ بخوبی تعامل کرتے ہیں۔ اور عموماً اُن ہی آکسائیڈز (Oxides) کا آمیزہ پیدا کرتے ہیں جو اُن کے عناصرِ ترکیبی اپنی اپنی جُداگانہ حیثیت میں پیدا کر سکتے ہیں۔ چنانچہ

لکڑی جو کاربن، ہائیڈروجن، اور کسی قدر آکسیجن، سے مرکب ہے جب آکسیجن میں جلتی ہے تو اِس سے کاربن ڈائی آکسائیڈ CO_2 (Carbon dioxide)، اور پانی یعنی ہائیڈروجن آکسائیڈ H_2O (Hydrogen oxide) بہ شکلِ بخار، کا آمیزہ پیدا ہوتا ہے۔یہی حال کاربن ڈائی سلفائیڈ CS_2 (Carbon disulphide) کا ہے۔چنانچہ کاربن ڈائی سلفائیڈ بہ آسانی جلنے لگتا ہے۔ اور اِس کے احتراق سے کاربن ڈائی آکسائیڈ CO_2 (Carbon dioxide) اور سلفر ڈائی آکسائیڈ SO_2 (Sulphur dioxide) پیدا ہوتے ہیں۔ اور کاربن اور گندک جب اپنی اپنی جُداگانہ حیثیت میں جلتے ہیں تو اُن سے بھی یہی چیزیں بنتی ہیں :—

$$CS_2+6O \rightarrow CO_2+2SO_2$$

فیرس سلفائیڈ (Ferrous sulphide) جب آکسیجن میں جلتا ہے تو سلفر ڈائی آکسائیڈ SO_2 (Sulphur dioxide) اور لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ Fe_3O_4 (Oxide) پیدا کرتا ہے۔ اور یہ اِس سے پہلے معلوم ہو چکا ہے کہ جب گندک اور لوہا اپنی اپنی جداگانہ حیثیت میں آکسیجن کے ساتھ تعامل کرتے ہیں تو اِن سے بھی یہی چیزیں پیدا ہوتی ہیں :—

$$3FeS+10O \rightarrow 3SO_2+Fe_3O_4$$

آکسیجن کی تشخیص

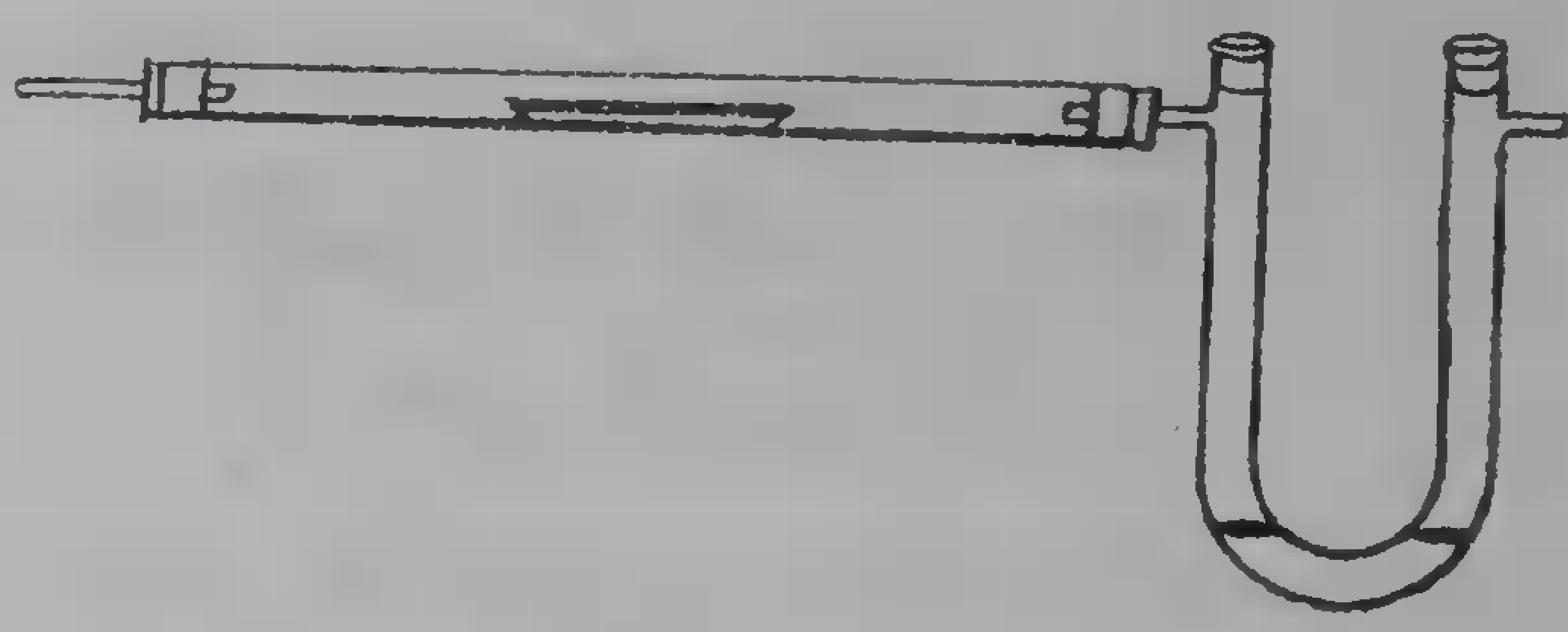
کیمیائی شے کی تشخیص کا دار و مدار کسی ایسی خاصیت پر رکھا جاتا ہے جو بہ آسانی پہچانی جا سکتی ہے۔ اور اِس شے کے ماسوا میں موجود نہیں ہوتی۔ یا اگر موجود ہوتی ہے تو اُس کے اظہار میں وہ شد و مد نہیں ہوتا۔ آکسیجن کو تم دیکھ چکے ہو کہ جب خالص ہوتی ہے تو لکڑی کی سُلگتی ہوئی کھپچی اُس کے اندر جا کر بھڑک

اُٹھتی ہے۔ یہ ایک ایسی خاصیت ہے کہ آکسیجن کے علاوہ صرف ایک اور گیس یعنی نائیٹرس آکسائیڈ N_2O (Nitrous oxide) میں پائی جاتی ہے۔ پس اگر آکسیجن اور نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کے لئے کوئی مابہ الامتیاز پیدا ہو جائے تو اِس خاصیت سے ہم آکسیجن کی تشخیص میں بخوبی کام لے سکتے ہیں۔ آگے چل کر معلوم ہوگا کہ آکسیجن اور نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کو ایک دوسرے سے تمیز کر لینا کچھ مشکل نہیں۔

مساواتوں کی بناوٹ

اُوپر کی تقریروں میں جن تعاملوں کا ذکر آیا ہے اِس قسم کے تعاملوں کی ماہیت کو بہ تمام وکمال ذہن نشین کرنے کے لئے کئی تجربوں کی ضرورت ہے اور اُن طریقوں کا اختیار کرنا بھی ضروری ہے جن سے کیمیائی حاصلوں کے ضابطوں کی تعیین میں کام لیا جاتا ہے۔

مثلاً معلوم وزن کی گندک، چینی کی کشتی (شکل ۷) میں رکھ کر شیشہ کی نلی میں داخل کرو۔ کشتی کا اپنا وزن بھی معلوم ہونا



شکل ۷

چاہیئے۔ اِس نلی کے ساتھ جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے ایک

لانا نلی جوڑ دو - لانا نلی میں پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium Hydroxide) کا محلول ہونا چاہیئے کہ گندک اور آکسیجن کے تعامل سے پیدا شدہ گیس کو جذب کر لے - اب کشتی پر سے آکسیجن گزارو اور گندک کو گرم کرو - گندک آکسیجن میں جلیگی اور کشتی کے نقصانِ وزن سے معلوم ہو جائیگا کہ کتنی گندک صَرف ہو گئی ہے - لانا نلی کے وزن کا اضافہ پیدا شدہ مرکب کا وزن ہے - اِس وزن سے صَرف شدہ گندک کا وزن تفریق کر دو تو آکسیجن کی وہ مقدار معلوم ہو جائیگی جو گندک کے ساتھ ترکیب کھا گئی ہے - اجزاء کا تناسب اور تخمین کا طریق حسبِ ذیل ہے :—

	فی صدیت[1]		وزنِ جوہر		جزءِ ضربی		÷ ۱٫۵۶۱
گندک	۵۰٫۰۵	=	۳۲٫۰۶	×	۱٫۵۶۱	= ۱٫۵۶۱×S	1×S
آکسیجن	۴۹٫۹۵	=	۱۶٫۰۰	×	۳٫۱۲۲	= ۳٫۱۲۲×O	۲×O

بناء بریں حاصل کا ضابطہ SO_2 ہے اور مساوات حسبِ ذیل :—

$$S + 2O \rightarrow SO_2$$

اِسی طرح ہم یہ بھی ثابت کر سکتے ہیں کہ فاسفورک (Phosphoric) این ترشہ کا ضابطہ P_2O_5، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کا ضابطہ CO_2 اور لوہے کے مقناطیسی آکسائیڈ (Oxide) کا ضابطہ Fe_3O_4 ہونا چاہیئے -

تجربۂ بالا سے جو نتائج مترتب ہوتے ہیں اُن میں اکثر

---

[1] یہاں فی صدیتوں سے کام لیا گیا ہے - لیکن کچھ اِسی پر حصر نہیں - چنانچہ تجربہ میں جو واقعی اوزان حاصل ہوتے ہیں وہ اوزانِ جواہر پر تقسیم کیئے جا سکتے ہیں - اور اِس صورت میں بھی وُہی نتیجہ حاصل ہوتا ہے - واقعہ یہ ہے کہ کوئی سے دو عدد بخوبی کام دے سکتے ہیں بشرطیکہ وہ باہم مناسب تناسب میں ہوں -

پوری پوری صحت کا التزام نہیں ہوتا - اِس کی وجہ یہ ہے کہ گندک میں سلفر ٹرائی آکسائیڈ (Sulphur trioxide) بنا دینے کا رُجحان پایا جاتا ہے - اور یہ رُجحان کشتی کی مٹی کے حاملانہ[1] عمل کے باعث بہت ترقی پا جاتا ہے - اِس لئے آکسیجن کا تناسب غیر معمولی طور پر بڑھ جاتا ہے - بہر کیف تجربہ کا اصول اِس سے بہ آسانی سمجھ میں آسکتا ہے -

فاسفورس کے متعلق بھی اِسی طرح کی تدبیر سے کام لیا جاسکتا ہے - لیکن فاسفورس کے ٹھوس حاصل کو لانا نلی میں لینے کی بجائے شیشہ کی رُوئی کے پھندے میں لینا چاہیئے اور یہ پھندا اِسی احتراقی نلی میں ہونا چاہیئے جو فاسفورس کے گرم کرنے کے لئے استعمال کی جائے - ہاں اِس پھندے سے آگے البتہ ایک خشکندہ نلی کا ہونا ضروری ہے کہ اِدھر سے ہوا کی رطوبت پھندے میں نہ آنے پائے -

احتراقی نلی کے وزن میں جو اضافہ ہو جائیگا وہ اُس آکسیجن کا وزن ہے جو فاسفورس کے ساتھ ترکیب کھا گئی ہے - تجربہ کو کامیاب بنانے کے لئے کامل احتیاط اور کافی فرصت ضروری امور ہیں -

کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی ترکیب کی تخمین کے لئے اگر کافی احتیاط سے تجربہ کیا جائے تو اِس تجربہ سے نہایت صحیح نتائج حاصل ہوتے ہیں - فاسفورس، کاربن، اور لوہے کے متعلق طریقِ عمل اور ضروری مقدرات حسبِ ذیل ہیں :—

	فی صدیت		وزنِ جوہر		جزءِ ضربی	
						۰٫۷۰۴ ÷
فاسفورس	۴۳٫۶۶	=	۳۱٫۰۰	×	۱٫۴۰۸	P × ۲
آکسیجن	۵۶٫۳۴	=	۱۶٫۰	×	۳٫۵۲۱	O × ۵
						۲٫۲۷۲ ÷
کاربن	۲۷٫۲۷	=	۱۲٫۰	×	۲٫۲۷۲	C × ۱
آکسیجن	۷۲٫۷۲	=	۱۶٫۰	×	۴٫۵۴۵	O × ۲

[1] اِس کی توضیح ذرا آگے چل کر آئیگی -

۴۳٫۱۰ ÷

لوہا ـ ۷۲٫۳۸ = ۵۵٫۹ × ۱٫۲۹۵ $Fe \times$ ۳

آکسیجن ۲۷٫۶۲ = ۱۶٫۰ × ۱٫۷۲۶ $O \times$ ۴

فاسفورک (Phosphoric) آین تُرشہ کے بخارات کی کثافت سے اِس مرکب کا ضابطہ P_4O_{10} مترتب ہوتا ہے۔ لیکن یہ مرکب گیسی شکل میں کبھی استعمال نہیں ہوتا۔ اِس لئے سادہ ضابطہ یعنی P_2O_5 عموماً قابلِ ترجیح سمجھا جاتا ہے۔

آکسائیڈز اور اُن کا طریقِ تسمیہ

اِس قسم کے مرکبات جن میں کوئی ایک عنصر، آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے آکسائیڈز (Oxides) کہلاتے ہیں۔ اور اُوپر کی تقریروں میں جن عملوں کا ذکر آیا ہے اِس قسم کے عملوں کو آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عمل یا آکیڈیشن (Oxidation) کہتے ہیں۔ جب کوئی عنصر ایک سے زیادہ آکسائیڈز (Oxides) پیدا کرتا ہے تو تناسبوں کا اختلاف بھی آکسائیڈز (Oxides) کے ناموں میں محسوب کر لیا جاتا ہے۔ مثلاً

بیریَم آکسائیڈ (Barium oxide) یا مانآکسائیڈ (Monoxide) $-BaO$

بیریَم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) یا ڈائی آکسائیڈ (Dioxide) $-BaO_2$

لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ Fe_3O_4

فیرس آکسائیڈ (Ferrous oxide) FeO

اور فیرک آکسائیڈ (Ferric oxide) Fe_2O_3

اِس قسم کے آکسائیڈز (Oxides) میں جیسے کہ آخری دو ہیں -ous اور -ic دھات کے ساتھ بطور لاحقہ استعمال کئے جاتے ہیں۔ ایسی صورتوں میں یہ ظاہر ہے کہ دھات

آکسیجن کے کمتر تناسب کے ساتھ بھی ترکیب کھا سکتی ہے۔ اور زیادہ تناسب کے ساتھ بھی - پس لاحقہ ous- آکسیجن کے کمتر تناسب کو تعبیر کرتا ہے - اور لاحقہ ic- آکسیجن کے زیادہ تناسب کی تعبیر ہے۔ Fe_2O_3 کی شکل کے آکسائیڈز (Oxides) کو اکثر سیسکوِی آکسائیڈز (Sesqui oxides) کہتے ہیں - کیونکہ Fe_2O_3 میں لوہے کا ہر اِکائی وزن آکسیجن کے ڈیڑھ اِکائی وزن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہے۔ اور لاطینی زبان میں سیسکوِی (Sesqui) سے مُراد "آدھا اور" ہے -

کسی عنصر کے کلورائیڈز (Chlorides)، سلفائیڈز (Sulphides) اور دیگر مرکبات اگر ایک سے زیادہ ہوں تو اُن کے تمیز کرنے کے لئے بھی یہی لاحقے استعمال کئے جاتے ہیں -

لوہے کے آکسائیڈز (Oxides) کی طرح بہت سے آکسائیڈز کا یہ حال ہے کہ پانی کے لئے وہ قطعاً غیر عامل ہیں - لیکن بعض آکسائیڈز وہ بھی ہیں جو گندک اور فاسفورس (Phosphorus) کے آکسائیڈز کی طرح پانی کے ساتھ تعامل کرتے ہیں - اِن میں سے بعض پانی کے ساتھ مِل کر ترشئی محلول پیدا کرتے ہیں - یہ محلول پانی کی افراط میں ترشوں کے حل ہونے سے پیدا ہوتے ہیں اور نیلے لِٹمس کو جو ایک نباتی رنگ ہے سُرخ کر دیتے ہیں -

مثلاً سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) پانی کے ساتھ مِل کر سلفرس (Sulphurous) ترشہ بناتا ہے اور فاسفورِک (Phosphoric) این ترشہ جب پانی کے ساتھ مِلتا ہے تو فاسفورک (Phosphoric) ترشہ پیدا ہوتا ہے -

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$
$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

پھر پانی میں حل ہو جانے والے آکسائیڈز (Oxides) میں بعض وہ بھی ہیں جو پانی میں حل ہوتے ہیں تو اِن سے ایسے محلول بنتے ہیں جن میں صابن یا اُبھا گے کا سا قلویانہ مزہ پایا جاتا ہے - اِس جماعت کی حل شدہ چیز کو اساس کہتے ہیں اور اِس کی خصوصیت یہ ہے کہ وہ سُرخ لِتمس کو نیلا کر دیتی ہے -

آکسائیڈ (Oxide) اور پانی کے تعامل کا حاصل، ترشہ ہو یا اساس اگر وہ طیران پذیر نہیں تو زائد پانی کو تبخیر کر دینے سے وہ بخوبی دستیاب ہو سکتا ہے - چنانچہ فاسفورک (Phosphoric) تُرشہ کے محلول کو تبخیر کر دینے سے سفید قلمی فاسفورک (Phosphoric) تُرشہ حاصل ہوتا ہے - لیکن اگر حاصلِ مذکور طیران پذیر ہے تو اِس طرح اِس کی یافت ممکن نہیں - چنانچہ سلفرس (Sulphurous) تُرشہ کو تبخیر کرنے سے آبی بخارات کے ساتھ ساتھ سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) بھی اُڑنا شروع ہو جاتا ہے -

وہ آکسائیڈز (Oxides) جو پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر تُرشے پیدا کرتے ہیں اُن میں اور اُن کے متجاوب تُرشوں میں صرف اِس بات کا اختلاف ہے کہ تُرشوں کی ترکیب میں پانی کے عناصر بھی موجود ہوتے ہیں اور اِن کی ترکیب میں وہ موجود نہیں ہوتے - اِس بنا پر اِن آکسائیڈز (Oxides) کو اینٹی تُرشے کہتے ہیں -

---

لے یہاں مجموعی ضابطہ $H_6P_2O_8$ ہونا چاہیئے - لیکن ایسے موقعوں پر اگر کوئی وجہ موجبہ متعارض نہ ہو تو جزوِ مشترک ضابطہ کے پہلے لکھ دیا جاتا ہے کہ ضابطہ اپنی سادہ ترین شکل میں رہے -

احتراق

آکسیجن (Oxygen) چونکہ کرۂ ہوائی کا ایک جز ہے اِس لئے جن کیمیائی تعاملوں میں یہ گیس حصہ لیتی ہے اُن میں سے اکثر بخوبی معروف ہیں۔ اِن ہی میں ایک وہ بھی ہے جسے عامیانہ بول چال میں احتراق یا جلنا کہتے ہیں۔ یہ واقعہ اُس وقت حادث ہوتا ہے جب کوئی چیز آکسیجن کے ساتھ تندی سے ترکیب کھاتی ہے۔ لیکن واقعہ کی اصلیت کو بھولنا نہ چاہیئے۔ آکسیجن کے علاوہ اور بھی گیسیں ہیں جو خاص خاص حالتوں میں اِسی طرح تندی کے ساتھ ترکیب کھاتی ہیں۔ پھر اگر احتراق کا فعل جیساکہ عام طور پر سمجھا جاتا ہے، آکسیجن ہی سے مخصوص ہو تو ظاہر ہے کہ احتراق کی اصطلاح علمی قدر و قیمت سے محض عاری ہے۔ چنانچہ لوہے اور گندک کے تعامل سے بھی ضیاء و حرارت دونوں چیزیں پیدا ہوتی ہیں اور کیمیائی خصائص کے اعتبار سے یہ واقعہ بعینہ احتراق کا مشابہ ہے۔

لیکن اِس ضمن میں احتراق پذیر اور نا احتراق پذیر اشیاء کا امتیاز اِس قابل ہے کہ نگاہ میں رکھا جائے۔ وہ چیزیں جو عامیانہ زبان میں نا احتراق پذیر کہلاتی ہیں دو جماعتوں میں تقسیم ہو سکتی ہیں۔ ایک جماعت اُن چیزوں پر مشتمل ہے جن میں پہلے ہی سے آکسیجن (Oxygen) کی اِتنی مقدار موجود ہے کہ اُس سے زیادہ کا متحمل ہونا اُن کے لئے ممکن نہیں۔ چنانچہ وہ آکسائیڈز (Oxides) جن کی پیدائش کا ذکر گزشتہ تجربوں میں آچکا ہے اِسی جماعت میں شامل ہیں۔ ہمارے روز مرہ کے استعمال کی چیزوں میں سے چونے کا پتھر، ریت، اینٹ، اور اکثر چٹانی مادے، بھی اِسی جماعت کی مثالیں ہیں۔ دوسری جماعت میں وہ چیزیں ہیں

جو آکسیجن (Oxygen) کے ساتھ جس حال میں کہ وہ ہوا میں پائی جاتی ہے کچھ زیادہ تندی سے ترکیب نہیں کھاتی ہیں - اِس جماعت کی ایک نہایت عام مثال لوہا ہے -

آکسیڈیشن

احتراق' اور دھاتوں کی زنگ آلودگی' میں صرف تعامل کی کیفیت کا فرق ہے - ورنہ ماہیت کے اعتبار سے دونوں فعل ایک ہیں - مثلاً میگنیسیئم (Magnesium) کا فیتہ جب ہوا میں کھول کر رکھ دیا جاتا ہے تو اِس پر بالتدریج سفید سا مادّہ بنتا جاتا ہے - اِس مادّہ کو کُھرچ کر الگ کر دو اور اِس طرح دھات کی تازہ سطح ہوا کے سامنے کھولتے رہو تو آخرِ کار سب کا سب میگنیسیئم (Magnesium) اِس سفید سفوف میں تبدیل ہو جاتا ہے - اگر ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) موجود نہیں تو یہ سفید سفوف وُہی آکسائیڈ (Oxide) ہے جو میگنیسیئم کو ہوا میں جلانے سے حاصل ہوتا ہے - لوہے کا حال اِس سے کسی قدر جُداگانہ ہے - چنانچہ احتراق کے دَوران میں لوہے سے مقناطیسی آکسائیڈ (Oxide) Fe_3O_4 بنتا ہے - اور جب لوہا مرطوب ہوا میں زنگ آلود ہوتا ہے تو اِس سے آبیدہ فیرک آکسائیڈ (Ferric oxide) یعنی "Fe_2O_3 + پانی[1]" حاصل ہوتا ہے - اِس میں شک نہیں کہ یہاں تعامل کے حاصلوں میں ترکیب کا اختلاف ہے - لیکن آکسیڈیشن (Oxidation) کے فعل کے اعتبار سے دونوں صورتیں یکساں ہیں -

---

[1] یہاں ضابطہ H_2O کا لکھنا جائز نہیں - یہ ضابطہ ہم صرف اِس حالت میں لکھ سکتے ہیں جبکہ پانی کے کسی مخصوص تناسب کا بیان مقصود ہو - جہاں حالات کی مناسبت سے تناسب بدلتا رہتا ہے وہاں پانی کا لفظ لکھنا ضروری ہے -

یہ سُست آکسیڈیشن کا فعل نمائش کے اعتبار سے احتراق کے مقابلہ میں بہت گرا ہؤا ہے - لیکن دلچسپی میں درحقیقت اُس سے کہیں بڑھ کر ہے - چنانچہ لکڑی کی بوسیدگی محض آکسیڈیشن ہی کا فعل ہے - اور اِس فعل سے بھی وُہی مرکب، یعنی کاربن ڈائی آکسائیڈ اور پانی پیدا ہوتے ہیں جو لکڑی کے احتراق سے پیدا ہو سکتے ہیں۔

حیوانی فُضلات کے استحالہ میں بھی سُست آکسیڈیشن (Oxidation) کا فعل بہت کام کی چیز ہے۔ اِس مطلب کے لئے حیوانی فُضلات کے ساتھ بہت سا خالص پانی مِلا دیا جاتا ہے - اور اِس سے مقصود صرف یہی نہیں ہوتا کہ حیوانی فُضلات کو ایک ہلکا دینے والی چیز میسّر آجائے بلکہ اصلی غرض یہ ہوتی ہے کہ اُس کے ساتھ ایسا پانی شامل ہو جائے جس میں حل شدہ آکسیجن موجود ہو۔ معمولی آکسیجن گیس کی طرح، حل شدہ آکسیجن بھی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل ہے - چنانچہ جراثیم صغیرہ کی وساطت سے وہ، حل شدہ نامیاتی مواد کو بیشتر کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور پانی میں مستحیل کر دیتی ہے - اور اِس طرح بہت جلد نامیاتی مواد کے مضار کا دفعیہ ہو جاتا ہے - چنانچہ ندی میں چند میل آگے جاکر پانی ویسا ہی پینے کے قابل ہو جاتا ہے جیسا کہ حیوانی فُضلات کی آمیزش سے پہلے ہوتا ہے۔

ہمارے اپنے اجسام میں بھی سُست آکسیڈیشن کی ایک معروف توضیح موجود ہے۔ لیکن یہاں اِس کی تفصیل میں اُلجھنا کچھ ضروری نہیں۔ نفسِ مضمون کو سمجھ لینے کے لئے صِرف اِتنا سا اجمال ہی کافی ہو گا کہ ہوا کی آکسیجن تنفس کے ذریعہ ہمارے پھیپھڑوں میں پہنچتی ہے - اور وہاں سے خون اُس کو ہمارے جسم کے تمام ریشوں میں پہنچا دیتا ہے - پھر وہاں یہ آکسیجن اُس مواد کے آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے میں صَرف ہوتی ہے جو ریشوں سے جُدا ہوتا رہتا ہے۔ اور اِس

طرح اُس مادّہ کو کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) میں تبدیل کر دیتی ہے۔ پھر یہ کاربن ڈائی آکسائیڈ خون کے ساتھ ساتھ پھیپھڑوں میں آتا ہے۔ اور آخر کار تنفس کے ذریعہ ہوا میں پہنچ جاتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ بدل ما یتحلّل کے لئے ہمیں غذا کی ضرورت پڑتی ہے کہ ریشوں سے جو مادّہ جُدا ہوتا ہے اُس کی کمی کو پُورا کرنے کے لئے ریشوں کو مسالہ بہم پہنچتا رہے۔ چنانچہ غذا کے ترک کر دینے سے جسم کا وزن گھٹ جاتا ہے اور جسم کمزور بھی ہو جاتا ہے۔ یہ واقعہ اِس بات پر ایک کُھلی ہوئی شہادت ہے کہ ہمارے جسم کا کچھ نہ کچھ حِصّہ تدریجاً آکسیڈیشن (Oxidation) کی نذر ہوتا رہتا ہے۔

آکسیڈیشن کے عکس کو کیمیا کی زبان میں تحویل کہتے ہیں۔ اِس اصطلاح کا مفہوم کسی چیز سے آکسیجن کا جُدا ہو جانا ہے کہ اِسں صورت میں وہ چیز پھر اپنی اُسی حالت کی طرف عود کر آتی ہے جو اُس کو آکسیڈیشن سے پہلے میسّر تھی۔

لیکن جیسا کہ آگے جا کر معلوم ہوگا آکسیڈیشن کے مفہوم جس قدر بیان ہوئے ہیں اب اِس سے وہ بہت زیادہ وسیع ہو چکے ہیں۔ اور کیمیائی تغیرات کے بعض اَور اقسام کو بھی شامل ہیں۔

آکسیجن کے مفاد

آکسیجن کے بعض عملی مفاد کا ذکر اِس سے پہلے ہو چکا ہے۔ چنانچہ گزشتہ تقریر میں ہم اِس بات کی طرف اشارہ کر چکے ہیں کہ حیوانات کے تنفس میں یہ گیس کیا کام دیتی ہے۔ اور نامیاتی مادہ کی بوسیدگی کے فعل میں اِس گیس کو کیا دخل ہے۔ اِس قسم کے مادّہ کی بوسیدگی کا فعل حقیقت میں قدرت کا ایک نہایت فیاضانہ کارنامہ ہے۔ اِس سے بہت سا بیکار مادّہ دفع ہو جاتا ہے۔ یہ مادہ اگر اِس گیس کے عمل سے بچا رہتا تو متعفن ہو کر کئی ایک

امراض کی پیدائش کا موجب ہوتا۔ علاوہ بریں گزشتہ تقریر میں یہ بھی معلوم ہو چکا ہے کہ حیوانی فضلات کے استحالہ میں اِس گیس کی قدر و قیمت کیا ہے۔ اِن باتوں پر ہم یہ واقعات بھی مستزاد کر سکتے ہیں کہ صنعی اور حرفی اغراض کے لئے جو حرارت اور احتیالی طاقت درکار ہوتی ہے وہ تقریباً سب کی سب معدنی کوئلے کے احتراق سے حاصل کی جاتی ہے۔ اور کوئلے کا احتراق آکسیجن ہی کا مرہونِ منّت ہے۔ یہ آکسیجن کوئلے کو ہوا سے بہم پہنچتی ہے۔ اگر کوئلے کے ساتھ ساتھ آکسیجن بھی قیمتاً لینا پڑتی تو ہر ایک ٹن^ کوئلے کے ساتھ کم از کم تین ٹن آکسیجن درکار ہوتی۔ اور پھر ظاہر ہے کہ کارخانہ داروں کے اخراجات کس حد تک بڑھ جاتے۔

بازار میں جو اُستوانیوں میں بھری ہوئی آکسیجن بکتی ہے وہ آبدوز کشتیوں میں بھی کام آتی ہے۔ چنانچہ آبدوز کشتیوں میں اِس قسم کی اُستوانیاں موجود رہتی ہیں۔ جب اِن کشتیوں میں ہوا کی آکسیجن کم ہو جاتی ہے تو یہ کمی اِن اُستوانیوں کی آکسیجن سے پوری کی جاتی ہے۔ آبدوز کشتیوں میں کبھی کبھی وہ آلہ بھی رکھ لیا جاتا ہے۔ جس میں سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) اور پانی کے تعامل سے آکسیجن پیدا ہوتی ہے۔ ضرورت کے وقت اِس آلہ سے آکسیجن بہم پہنچائی جاتی ہے۔ یہ ہم پہلے بتا چکے ہیں کہ اُستوانیوں کی آکسیجن ذات الریہ اور ضیق النفس کے مریضوں کے لئے بھی استعمال کی جاتی ہے۔

وہ چیزیں جو آکسیجن سے متاثر نہیں ہوتیں

ہوا میں آکسیجن بمقدارِ کثیر موجود ہے اور بہت سی

^ Ton

چیزوں کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتی ہے۔ اِس لئے جو چیزیں آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں ہوتی ہیں اور جب گرم کی جاتی ہیں تو جلتی بھی نہیں ہیں وہ بہت سے مقاصد کے لئے قدر و قیمت کی نگاہوں سے دیکھی جاتی ہیں۔ چنانچہ سونا، چاندی اور پلاٹینم (Platinum) اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔ یہ چیزیں زیوروں کے لئے بکثرت استعمال کی جاتی ہیں۔ اور پلاٹینم سے تو دارالتجربہ میں استعمال کرنے کے لئے کٹھالیاں بھی بنائی جاتی ہیں۔ لوہا خالص آکسیجن میں رکھ کر گرم کرنے سے بلا شبہ جل اُٹھتا ہے۔ لیکن ہوا میں وہ گرم کرنے سے بھی جلد آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں ہوتا۔ اِس لئے اِس سے کھانے پکانے کے برتن بنائے جاتے ہیں۔ اور عمارتوں کو آگ سے محفوظ رکھنے کے لئے بھی وہ استعمال کیا جاتا ہے۔

یہ ظاہر ہے کہ وہ مرکبات جو پہلے ہی کامل طور پر آکسیڈائیز ہو چکے ہوتے ہیں اُنہیں یقیناً احتراق پذیر نہ ہونا چاہیئے۔ ریت کا پتھر، سنگِ خارا، اینٹ، چینی مٹی، شیشہ اور پانی اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔ اور اِس لئے آگ اُن پر کوئی اثر نہیں کر سکتی۔ علاوہ بریں یہ چیزیں جب گرم کی جاتی ہیں تو اِن سے آکسیجن بھی آزاد نہیں ہوتی۔ ہاں بھاپ البتہ ایک خفیف سی حد تک تحلیل ہو جاتی ہے باقی سب چیزیں غیر متاثر رہتی ہیں۔ چنانچہ چینی مٹی اور شیشہ کا یہ حال ہے کہ جب یہ چیزیں گرم کی جاتی ہیں تو اِن کے وزن میں نہ کچھ اضافہ ہوتا ہے نہ کچھ کمی آتی ہے۔ اِس لئے وہ دارالتجربہ میں استعمال کرنے کے آلات بنانے کے لئے بہت مناسب چیزیں ہیں۔

عالمیت اور قیام پذیری

جو چیز تندی کے ساتھ کیمیائی ترکیب میں داخل ہوتی ہے

اُسے علم کیمیا کی اصطلاح میں یوں کہا جاتا ہے کہ وہ کیمیاءً عامِل ہے - چنانچہ آکسیجن کا یہی حال ہے اور نائیٹروجن کی حالت اس کے برعکس ہے - یعنی وہ مقابلتہً غیر عامِل ہے - جو عنصر کیمیاءً عامل ہوتا ہے وہ چونکہ رغبت سے ترکیب کھاتا ہے اس لئے جس مادّہ کے ساتھ وہ ترکیب کھاتا ہے اُس کے ساتھ بشدت وابستہ رہتا ہے - اس بناء پر عامل عنصر کو یوں بھی تصور کیا جا سکتا ہے کہ وہ عموماً ترکیبی حالت سے بہ مشکل آزاد ہوتا ہے -

یہ امر بھی قابلِ لحاظ ہے کہ جو عناصر کیمیاءً عامل ہیں اُن کے مرکبات مقابلتہً زیادہ قیام پذیر ہیں - چنانچہ آکسیجن کے وہ مرکبات جو آکسائیڈز (Oxides) کہلاتے ہیں اُن میں سے اکثر کی قیام پذیری کا یہ عالم ہے کہ وہ سفید حرارت پر پہنچ کر بھی آکسیجن کو نہیں چھوڑتے - آکسیجن کے دیگر مرکبات یعنی ریت کا پتھر، سنگِ خارا، اینٹ اور چینی مٹی وغیرہ جن کا ذکر اُوپر کی تقریر میں گزر چکا ہے اُن کا بھی یہی حال ہے -

کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدل دینے کے وسائل

۱- تپش کا تغیر :-

کیمیا کا یہ ایک معروف واقعہ ہے کہ اختلافِ حالات کے بموجب کیمیائی تغیر کی رفتار میں اختلاف پیدا ہو جاتا ہے - مثلاً تپش کی ترقی، تمام کیمیائی تعاملوں کی سُرعت میں اضافہ کر دیتی ہے - چنانچہ ٹھنڈا لوہا آکسیجن کے ساتھ بہت سستی سے ترکیب کھاتا ہے اور زنگ پیدا کرتا ہے - اور دوسری طرف سفید گرم لوہے کا یہ حال ہے کہ اُن چند دقیقوں میں جو اُسے لوہار کی

سندان پر گزرتے ہیں اُس کے وجود سے ایک خاص آکسائیڈ (Oxide) کی بہت سی مقدار تیار ہو کر چھلکوں کی شکل میں اُڑ جاتی ہے۔

سفید گرم کوئلے کو تم نے اکثر دیکھا ہوگا کہ ہوا کی آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی شکل میں غائب ہو جاتا ہے۔ اور معمولی طور پر ہوا میں رکھا ہوا کوئلہ موسمِ گرما کی شدید سے شدید گرمی میں بھی یوں معلوم ہوتا ہے کہ گویا اُس میں کوئی قابلِ لحاظ کمی پیدا نہیں ہوئی۔ لیکن کیمیا دان کی نگاہوں کے لئے یہاں بھی اِس یقین کے پہلو موجود ہیں کہ اِس صورت میں بھی کیمیائی تعامل حادث ہوتا ہے۔ دونوں صورتوں میں صرف مدارج کا فرق ہے۔ چنانچہ باحتیاط تخمین سے ثابت ہو سکتا ہے کہ کوئلے کا ذخیرہ جب کُھلی ہوا میں رکھا رہتا ہے تو کوئلے کی حرارت پیدا کرنے کی طاقت ۲ تا ۵ فی صدی گھٹ جاتی ہے۔ اور جب وہ کسی ایسی جگہ رکھا ہوتا ہے جہاں وہ ہوا سے بیشتر محفوظ رہتا ہے (مثلاً پانی کے اندر) تو اِس صورت میں اُس کی طاقتِ مذکورہ میں کوئی کمی پیدا نہیں ہوتی۔ واقعہ یہ ہے کہ تپش کا کوئی درجہ ایسا نہیں جس کے متعلق یہ فیصلہ ممکن ہو کہ عین اِس مقام سے تعامل کی ابتدا ہوتی ہے اور اِس سے نیچے کے مدارج پر تعامل کا اِمکان نہیں۔ ہر کیمیائی تغیر، بشرطیکہ تغیراتِ مذکورہ کی طرح اُس میں بھی توانائی کا اظہار ہوتا ہو، ہر تپش پر کسی نہ کسی مخصوص رفتار سے حادث ہوتا ہے۔ تغیر کی رفتارِ حدوث کا ایک موٹا سا تخمینہ جو تجربہ کی بناء پر مترتب کیا گیا ہے، یہ ہے کہ اگر باقی تمام حالات یکساں رہیں تو تپش میں ہر دس درجوں کی ترقی حدوثِ تغیر کی رفتار فی ثانیہ کو دو چند کر دیتی ہے۔ یا دوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ فی ثانیہ جتنا مادّہ متغیر ہوتا ہے تپش کی اِس ترقی سے اُس کی

مقدار دو چند ہو جاتی ہے۔ تپش کے تنزل کا نتیجہ اِس کے برعکس ہے۔

تپش کی ترقی کا یہ اثر کیمیا میں نہایت اہم ہے۔ چنانچہ دو چیزوں کو ایک دوسری کے ساتھ مِلا دینے سے جب کیمیائی تعامل کی کوئی علامت نظر نہیں آتی ہے تو کیمیا دان فوراً آمیزہ کو احتیاط کے ساتھ گرم کرنے لگتا ہے۔ یہ واقعہ ایسا عام ہے کہ گویا ہر کیمیا دان کی عادت میں داخل ہو گیا ہے۔

تپشوں کے بیان کرنے کے لئے کیمیا کی زبان میں عموماً مندرجہ ذیل اصطلاحوں سے کام لیا جاتا ہے۔ ان اصطلاحو کے مقابل تپش کے وہ درجے بھی لکھ دیئے گئے ہیں جو تپش پیما کے اعتبار سے اِن اصطلاحات کے متجاوب ہیں :—

ابتدائی سُرخ حرارت	تقریباً	۵۲۵°
تاریک سُرخ حرارت	"	۷۰۰°
شوخ سُرخ حرارت	"	۹۵۰°
زرد حرارت	"	۱۱۰۰°
ابتدائی سفید حرارت	"	۱۳۰۰°
سفید حرارت	"	۱۵۰۰°

تیز خود پرور کیمیائی تعامل اور اُس کی ابتدائے حدوث کے وسائل :—

جب لکڑی کے ایک سِرے کو آگ دکھا دی جاتی ہے اور وہ سِرا جلنے لگتا ہے تو اِس تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ اِس مقام کے قُرب و جوار کی لکڑی کی تپش کو بڑھاتی جاتی ہے یہاں تک کہ اِن حِصّوں کے کیمیائی تعامل کی رفتار بھی اُس حِصّہ کے کیمیائی تعامل کی رفتار کے برابر ہو جاتی ہے جو ابتداءً جلایا

گیا تھا۔ اور اِس طرح آخرِ کار تمام لکڑی شعلہ کی شکل میں بھڑک اُٹھتی ہے۔ اب اگر ہوا کا تیز جھونکا شعلہ پر آئے تو سرد ہوا کی افراط لکڑی کی تپش میں اور اُس گیس کی تپش میں جو لکڑی سے نکل رہی ہے، یک بہ یک تنزل پیدا کر دیتی ہے۔ اور کیمیائی امتزاج کی تیزی موقوف ہو جاتی ہے۔ پانی کو اِس اعتبار سے طبعاً ہوا کی بہ نسبت زیادہ موثر ہونا چاہیئے۔

کیمیائی تعامل میں حصّہ لینے والے مادّوں کا اُس تپش پر رہنا جو تعامل کی تُندی کے لئے ضروری ہے، ایک طرف تو اِس بات پر موقوف ہے کہ تعامل سے کتنی حرارت نمودار ہوتی ہے اور دوسری طرف اُسے اِس بات پر موقوف ہونا چاہیئے کہ ایصال و اشعاع سے نقصانِ حرارت کیا ہے۔ اگر ایصال و اشعاع سے بہت سی حرارت منتشر ہو رہی ہو تو تعامل کی تُندی کو برقرار رکھنے کے لئے اِس سے زیادہ مقدار میں حرارت کی پیدائش لازم ہے۔ مثلاً جب لوہے اور آکسیجن میں کیمیائی امتزاج ہوتا ہے تو اِس قدر حرارت پیدا ہوتی ہے کہ اِن مادّوں کو تپشِ اشتعال پر رکھنے کے لئے کفایت کرتی ہے اور اِس پر بھی اُس کا اچھا خاصا حصّہ اشعاع کے لئے بچا رہتا ہے۔ لیکن لوہا جب ہوا میں رکھا ہوتا ہے تو چونکہ ہوا میں چار خمس نائیٹروجن ہے اِس لئے ابتداءً لوہے کو صورتِ بالا کے مقابلہ میں صرف ایک خمس آکسیجن میسر آتی ہے۔ پھر اِس کے گرداگرد آکسیجن کے صرف ہوتے جانے سے نائیٹروجن کا تناسب بڑھتا جاتا ہے اور لوہے کو اِس سے بھی کمتر آکسیجن میسر آتی ہے۔ علاوہ بریں یہ نائیٹروجن بھی حیز تعامل میں ہوتی ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ یہ بھی اُسی تپش پر پہنچ جائے جو لوہے کے جلانے کے لئے لازم ہے۔ اور یہ تپش غالباً ۲۰۰۰° ہے۔ پھر ظاہر ہے کہ لوہے اور آکسیجن کے تعامل سے پیدا

ہونے والی حرارت کا کچھ حِصّہ اِدھر بھی صَرف ہوتا ہے۔ نتیجہ اِس کا یہ ہے کہ تعامل میں روک پیدا ہو جاتی ہے اور لوہا اِتنی سُرعت کے ساتھ آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں ہوتا کہ تعامل کی پیدا کی ہوئی حرارت سے وہ تمام چیزیں جو جُز تعامل میں ہیں تپشِ مذکور پر پہنچ جائیں۔

وہ چیزیں جو حرارت کی ناقص مُوصل ہیں اُن کی حالت لوہے سے بہتر رہتی ہے۔ چنانچہ لکڑی، موم بتّی، اور اِسی قسم کی اَور چیزیں، ہوا میں جلتی رہتی ہیں۔ اور لوہا نہیں جلتا۔ سفوف شدہ لوہا البتہ ہوا میں جل سکتا ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ اِس حالت میں بہ اضافتِ وزن، لوہے کے ذرّات کی مقابلۃً زیادہ وسیع سطح، ہوا کے سامنے کُھلی رہتی ہے۔ اور اِس طرح لوہے کو آکسیجن کی زیادہ مقدار میسّر آجاتی ہے۔

اِس بات کو یاد رکھنا چاہیئے کہ یہاں ہم صِرف اُس حرارت کا ذکر کر رہے ہیں جو مُتَنَدٌ، حرارت زائے کیمیائی تعامل، کی ابتدا کے لئے ضروری ہے۔ اِس حرارت کو، اُس حرارت کے ساتھ، غلط نہ کرنا چاہیئے جو تعامل کے دَوران میں پیدا ہوتی ہے۔ تعامل کے دَوران میں پیدا ہونے والی حرارت عموماً بہت زیادہ ہوتی ہے۔

اِس قسم کے تعامل کی ابتداء کے لئے جو حرارت درکار ہے اُس کی مقدار تجربہ کے حالات و شرائط کے بموجب بدلتی رہتی ہے۔ چنانچہ شروع میں مادّہ کا جتنا حِصّہ گرم کیا جاتا ہے اُس کی وسعت کو گھٹا کر اور اِس حِصّہ کو حرارت کے حمل و اشعاع سے محفوظ رکھ کر اِس حرارت کی مقدار کو ہم جہاں تک چاہیں کم کر سکتے ہیں۔ مثلاً اکثر حالتوں میں اِالی چکر کا پیدا کیا ہوا ایک شرارۂ وحید ہی کیمیائی تعامل کی ابتدا کر دینے کے لئے کافی ہوتا ہے۔

لیکن وہ حرارت جو خود تعامل سے پیدا ہوتی ہے اُس

کی مقدار ہر تعامل کے لئے معیّن ہے۔ اور صرف اشیائے متعاملہ کی نوعیت اور اُن کی مقدار پر موقوف ہے۔

وہ تعامل جن میں حرارت پیدا نہیں ہوتی بلکہ اُلٹی جذب ہوتی ہے اُن کا حال جُداگانہ ہے۔ اِس قسم کے تعاملوں میں حرارت کی معیّن اور بہت سی مقدار بہم پہنچانا پڑتی ہے اور جب اِس اہتمام میں فرق آجاتا ہے تو تعامل فوراً موقوف ہو جاتا ہے۔

اِس بحث کے ضمن میں دو اصطلاحیں بھی ذہن نشین کرلو:—

وہ تعامل جس میں حرارت پیدا ہوتی ہے اُسے کیمیا کی زبان میں حرارت زائے کیمیائی تعامل کہتے ہیں۔ اور جس تعامل میں حرارت جذب ہوتی ہے وہ حرارت خوار کیمیائی تعامل کے نام سے یاد کیا جاتا ہے۔

خود پرور کیمیائی تعامل کی ابتداء کا وسیلہ صرف گرم کرنا ہی نہیں۔ چنانچہ دیا سلائی کے سِرے پر جو اشتعال پذیر مادّہ ہوتا ہے وہ مشتعل ہو جانے کی بہت کچھ قابلیت رکھتا ہے۔ لیکن اِس پر بھی اُس کا یہ حال ہے کہ معمولی تپشوں پر نہایت سُستی سے مشتعل ہوتا ہے۔ اور اِس لئے دیا سلائی سالہا سال تک کارگزاری کے قابل رہتی ہے۔ دیا سلائی کے جلانے کے لئے عموماً مادّۂ مذکور کے ذرا سے حصّہ میں رگڑ سے تُند تموّج پیدا کر دیا جاتا ہے۔ اور اِسی سے تیز تعامل کی ابتداء ہو جاتی ہے۔ پھر اِس تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ بہت جلد تمام مادّہ کو مشتعل کر دیتی ہے۔

دھماکو رُوئی کے دھماکے کا بھی یہی حال ہے۔ اِس کے ساتھ یہ انتظام کر دیا جاتا ہے کہ ضرورت کے وقت گُدازندہ تیز چوٹ سے متاثر ہو۔ پھر اِسی سے دھماکو رُوئی کے وجود میں تعامل شروع

ہو جاتا ہے - اور وہ تیز دھماکے کے ساتھ مستحیل ہوتی ہے۔

اِس مضمون کے ضمن میں ایک خاص نکتہ غور کے قابل ہے - یعنی اِس بحث کے ساتھ اکثر تپش اشتعال کا نام لیا جاتا ہے - اور یہ اصطلاح اپنے مفہوم کے اعتبار سے گمراہ کر دینے والی ہے - چنانچہ اِس سے یہ احتمال پیدا ہوتا ہے کہ احتراق کی ابتداء کے لئے کوئی خاص تپش معیّن ہے - لیکن اِس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ احتراق کی پیدائش کے کئی اسباب ہیں اور اِن اسباب میں تپش صرف ایک سبب کا حکم رکھتی ہے - مثلاً باریک پسا ہؤا لوہا آہنی تار کی بہ نسبت پست تر تپش پر جلنے لگتا ہے - اور یہ واقعہ اِس بات کا نتیجہ ہے کہ لوہا جب سفوف کی شکل میں ہوتا ہے تو دوسری شئے متعامل یعنی آکسیجن کے سامنے آنے کے لئے اُس کی زیادہ سطح پیدا ہوجاتی ہے - سیسا اگر اِنقسام کی اُس نازک حد تک پہنچا ہؤا ہو جس حد پر اُسے لیڈ پائیرو فورس کہتے ہیں تو وہ کمرہ کی معمولی تپش پر بھی جل اُٹھتا ہے - پھر اِسی مضمون کے دُوسرے پہلو پر بھی غور کرو کہ اگر آکسیجن کا دباؤ ایک کرۂ ہوائی سے کمتر ہو تو دھاتی تار کو جلانے کے لئے دباؤ کی طبیعی حالت کے مقابلہ میں بلند تر تپش پر پہنچانا پڑتا ہے - میتھائیل الکوہل (Methyl alcohol) کے بخار میں ہوا ملی ہو تو اِس آمیزہ میں احتراق پیدا کرنے کے لئے آمیزہ کو سُرخ حرارت سے بھی بلند تر تپش پر پہنچانا پڑتا ہے - اور اگر اِسی آمیزہ میں کوئی تماسی عامل مثلاً پلاٹینم (Platinum) کا باریک تار موجود ہو تو آمیزہ معمولی سی حرارت سے جل اُٹھتا ہے - اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ جن اسباب کے ماتحت احتراق کی ابتداء ہوتی ہے اُن میں تپش کے علاوہ ٹھوس مادہ کی طبیعی حالت، گیس یا بخار کا دباؤ، تماسی عامل کا وجود

یا فقدان، اور تماسی عامل کی نوعیت، بھی شامل ہیں - اِس لئے جب تک باقی اسباب کی تعیین نہ ہو جائے اُس وقت تک ہم تعیناً یہ نہیں کہہ سکتے کہ تپشِ اشتعال سے کیا مُراد ہے - واقعہ یہ ہے کہ ابتدائے احتراق کے اسباب متعدد ہیں - یہ اسباب اپنی اپنی ذات میں تغیر پذیر بھی ہیں - اور تپش اِن میں سے صِرف ایک ہے -

طبعزاد احتراق

کبھی کبھی سُست آکسیڈیشن (Oxidation) ترقی پاکر احتراق کی شکل بھی اختیار کر لیتا ہے - اِس شکل میں اِسے مادّہ کا طبعزاد احتراق کہتے ہیں - اِس واقعہ کی حقیقت ذہن نشین کرنے کے لئے اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ کسی مادّہ، مثلاً لوہے کی کوئی معیّن مقدار جب آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاکر کوئی خاص آکسائیڈ (Oxide) پیدا کرتی ہے تو یہ تعامل تیز ہو یا سُست، اِس کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُس کی مجموعی مقدار ہر حالت میں وُہی رہتی ہے - اگر تعامل سُست ہو اور مادّہ جو آکسیڈائیز (Oxidise) ہو رہا ہے وہ ہوا کے لئے آزادانہ کُھلا ہُوا ہو تو ظاہر ہے کہ ہوا، تعامل کی پیدا کی ہوئی حرارت سے، گرم ہوتی جائیگی اور اِس حرارت کو کیمیائی تعامل کے حیز سے اُڑا لے جائیگی - پھر اِس کا نتیجہ یہ ہوگا کہ تپش میں کوئی خاص ترقی محسوس نہ ہو سکیگی - لیکن اگر مادہ، خُشک گھاس یا چیتھڑوں کی طرح، حرارت کے ایصال میں ناقص ہو اور اُسے صِرف اِتنی ہوا میسّر آئے جو آکسیڈیشن (Oxidation) کے لئے تو کافی ہو لیکن حرارت کو اُڑا لے جانے کے لئے کفایت نہ کرسکتی ہو تو اِس صورت میں ممکن ہے کہ حرارت جمع ہوتی جائے

اور آخرِ کار مادہ کی تپش اُس حد تک پہنچ جائے جس حد پر پہنچ کر اِس مادہ کا احتراق شروع ہو جاتا ہے - چنانچہ :-

خُشک گھاس کے بڑے بڑے تودوں میں کبھی کبھی اِس قسم کے واقعات پیدا ہو جاتے ہیں۔

روغنوں کے بنانے میں جو چیتھڑے استعمال کیئے جاتے ہیں وہ جب تیل (السی کا تیل اور تارپین) سے تربتر ڈھیر کی شکل میں رکھ دئے جاتے ہیں تو اِن چیتھڑوں کو بھی کبھی کبھی آگ لگ جاتی ہے - اِس واقعہ کی اصلیت یہ ہے کہ اِن چیتھڑوں کا تیل اپنے "خشک ہونے" کے دَوران میں ہوا کی آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر سخت بیروزی مادّہ میں بدلتا ہے۔ اور چیتھڑے چونکہ حرارت کے ایصال میں ناقص ہیں اِس لیئے وہ آخرِ کار اِس تعامل سے یہاں تک گرم ہو جاتے ہیں کہ اُن میں آگ لگ جاتی ہے۔ چنانچہ اِس قسم کے حوادث سے بچنے کے لئے تیل سے "بھیگے ہوئے" چیتھڑے یا تو جلا کر ضائع کر دئے جاتے ہیں اور یا دھات کے بند صندوق میں رکھ دئے جاتے ہیں۔

جہازوں کے اندر کوئلے کے ذخیروں میں بھی اِسی طرح کبھی کبھی آگ لگ جاتی ہے - یعنی کوئلے کے سست آکسیڈیشن (Oxidation) سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ جمع ہوتے ہوتے اِس حد پر پہنچ جاتی ہے کہ کوئلہ جل اُٹھتا ہے۔

۲- کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدل دینے کے اَور وسائل۔

جب تپش مستقل رہتی ہے تو اِس صورت میں بھی بعض حالتوں میں کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدل دینا ممکن ہے - یعنی تپش کے علاوہ حالات و شرائط کے اَور تغیرات بھی ہیں جن سے کیمیائی

تعامل کے تیز کر دینے میں یا اُس کی رفتار کو تیزی سے ہٹا کر اعتدال پر رکھنے میں کام لیا جا سکتا ہے۔ اِس اجمال کی تفصیل حسبِ ذیل ہے:-

(ا) ارتکاز کا تغیر

حالات و شرائط کے تغیرات جو کیمیائی تعامل کی رفتار پر مؤثر ہوتے ہیں اُن میں تپش کے بعد سب سے زیادہ اہم اشیائے متعاملہ کے ارتکاز کا تغیر ہے۔ خالص آکسیجن اُس آکسیجن کے مقابلہ میں یقیناً زیادہ عامل ہے جو ہوا میں نائیٹروجن کے ساتھ رلی ہوئی ہے۔ ہوا کی شکل میں آکر آکسیجن کی عاملیت کا کمزور ہو جانا آکسیجن کے ارتکاز ہی کے تغیر کا نتیجہ ہے۔ ایک کرۂ ہوائی کے دباؤ میں رکھی ہوئی خالص آکسیجن کے ارتکاز کو اگر اکائی مان لیا جائے تو ہوا میں کی آکسیجن کا ارتکاز تقریباً صرف ۰٫۲ ہے۔ اور جب باقی تمام حالات یکساں ہوں تو شئے متعامل کی رفتارِ تعامل اُس کے ارتکاز کی متناسب ہونا چاہیئے۔ اِس لئے ہوا کی آکسیجن کی عاملیت اِسی نسبت سے کمزور ہو گئی ہے۔ یہ دعویٰ ایک امرِ واقعہ ہے اور اِس کی صداقت میں شک و شبہ کی کوئی گنجائش نہیں۔ یہ ظاہر ہے کہ کیمیائی تعامل کے نتیجہ کی رفتارِ پیدائش کی تعیین میں اِس واقعہ کو بھی بہت کچھ دخل ہونا چاہیئے کہ ایک شئے متعامل کو دوسری شئے کے ہر حصّہ تک رسائی کا کتنا موقع ہے۔ اور اگر باقی تمام حالات یکساں رہیں تو اِس رسائی کا موقع یقیناً اُس کثافت پر موقوف ہونا چاہیئے جو شئے متعامل کو حیز تعامل میں حاصل ہے۔

شئے متعامل اگر گیس ہے تو اُس کا ارتکاز اُس کے جزئی دباؤ سے محسوب ہوتا ہے۔ چنانچہ بہت بلند مقامات پر چراغ بخوبی نہیں جلتے کیونکہ وہاں آکسیجن بہت رقیق ہے۔ دوسری طرف

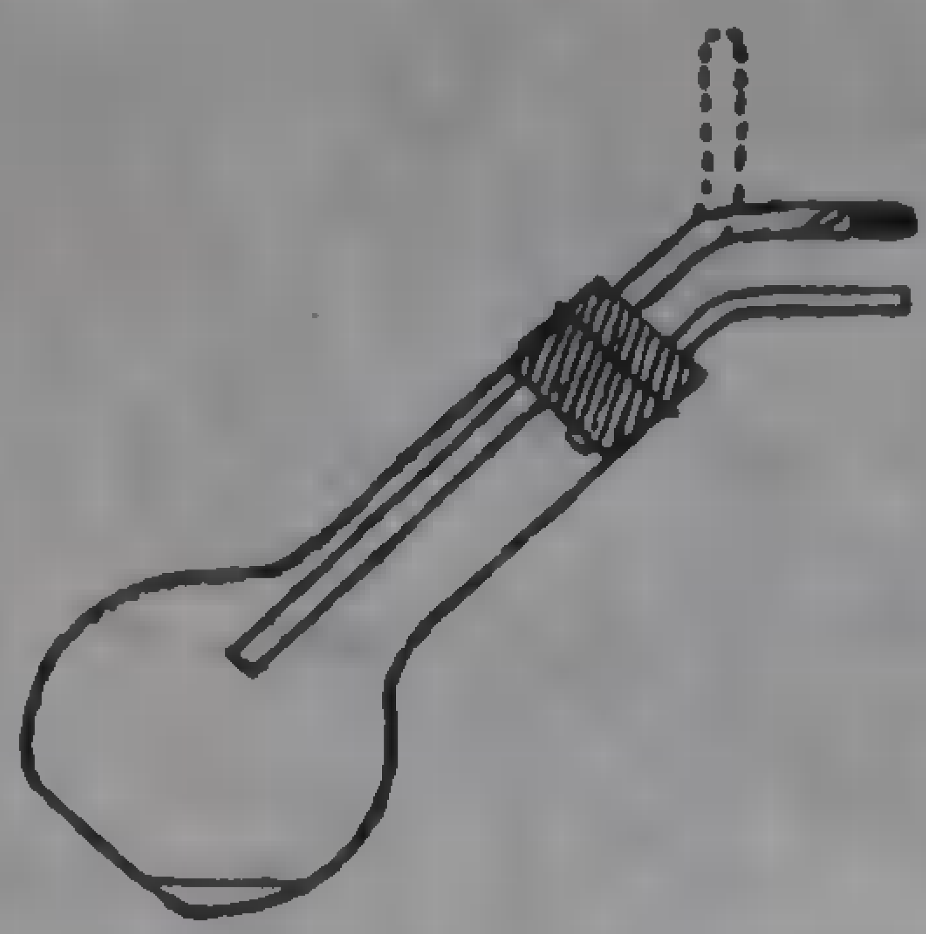
مایع ہوا کا یہ حال ہے کہ اُس میں آکسیجن نہایت مُرتکز ہو جاتی ہے اس لئے جب جلتا ہوا کوئلے کا سفوف مایع ہوا میں ڈالا جاتا ہے تو اِتنا تیز تعامل ہوتا ہے کہ دھماکا ہو جاتا ہے۔ حالانکہ معمولی ہوا میں کوئلہ صِرف دھیما دھیما سا جلتا ہے۔ اِسی طرح جب ۵۰۰° تپش پر رکھے ہوئے بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) کو چھوتی ہوئی آکسیجن پر بہت سا دباؤ ڈالا جاتا ہے اور اِس طرح اُس کو کثیف کر دیا جاتا ہے تو آکسیجن اِس آکسائیڈ کے ساتھ ترکیب کھا کر اِسے ڈائی آکسائیڈ (Dioxide) میں تبدیل کر دیتی ہے۔ اور جب دباؤ کم کر دیا جاتا ہے تو آکسیجن پھر آزاد ہو جاتی ہے۔

(ب) حاملانہ یا تماسی عمل

جب کوئی غیر چیز، تپش میں کسی قسم کا تغیر پیدا ہونے کے بغیر، اشیائے متعاملہ کی رفتارِ تعامل کو اِس طرح تیز کر دیتی ہے کہ اُس کی اپنی ذات میں کوئی مستقل تغیر پیدا نہیں ہوتا۔ اور وہ بظاہر محض اپنی موجودگی ہی سے یہ اثر پیدا کرتی ہوئی معلوم ہوتی ہے، تو اِس کے عمل کو حاملانہ عمل یا تماسی عمل کہتے ہیں۔ اور اِس فعل کا نام حملان ہے۔ اِس طرح عمل کرنے والی چیز اپنے عمل کے دَوران میں حامل کہلاتی ہے۔

پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی تحلیل کو مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) اِسی عمل سے تیز کرتا ہے۔ چنانچہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) جب ایسی صُراحی میں رکھ کر جو شکل ۵ کی طرح نکاس نلی سے مرتب کر دی گئی ہو اِس احتیاط سے پگھلایا جاتا ہے کہ وہ اپنے نقطۂ اماعت (۳۵۱°) سے زیادہ گرم نہ ہونے پائے تو اِس تپش پر آکسیجن کے اخراج کا شاید ہی کوئی شائبہ محسوس ہوتا ہے۔ اب اگر مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کے سفوف سے بھرا

ہوا پتلے شیشہ کا جوفہ اِس پگھلے ہوئے مادہ میں ڈال کر توڑ دیا جائے تو اِس مادّہ کی تحلیل اتنی تیز ہو جاتی ہے کہ بہت سی آکسیجن نکلنے لگتی ہے - اور تعامل کے ختم ہو جانے کے بعد نقل سے مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) بجنسہٖ غیر متغیر حاصل ہو سکتا ہے -



شکل ۷۔

جیساکہ پہلے بیان ہو چکا ہے مینگانیز ڈائی آکسائیڈ کا اپنا یہ حال ہے کہ گرم کرنے سے وہ بھی آکسیجن دیتا ہے لیکن اِس کی تحلیل کا یہ عالم ہے کہ ۲۰۰° پر بھی کچھ قابلِ احساس نہیں ہوتی۔ آکسون (Oxone) میں ہمیشہ کیوپرس ہائیڈر آکسائیڈ (Cuprous hydroxide) کے شائبے پائے جاتے ہیں - اور یہ شائبے پانی اور سوڈیم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) کے تعامل کو تیز کر دیتے ہیں -

بہت سے کیمیائی تعاملوں کے متعلق یہ بات دریافت ہو چکی ہے کہ اُن کی رفتار جو بظاہر طبعی رفتار معلوم ہوتی ہے، حقیقت میں آبی بخارات کے شائبوں کی موجودگی کا نتیجہ ہے - چنانچہ بہت سے عناصر کا یہ حال ہے کہ بہت کچھ گرم کرنے پر بھی اُن میں، بخوبی خشک کر دی ہوئی آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھانے کا کوئی رُجحان محسوس نہیں ہوتا - اور پھر رطوبت کا ذرا سا شائبہ داخل کر دینے پر وہ یک بہ یک جلنے لگتے ہیں - اِس بنا پر پانی کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ وہ بھی حاملانہ عمل کرنے والی چیزوں میں شامل ہے -

---

لہ دھماکے سے بچنے کے لئے، جوفہ کو توڑنے سے پہلے صُراحی کو احتیاطاً تولیہ میں لپیٹ دینا چاہیے۔

چند مثالیں ایسی بھی ہیں جن میں عاملات کا عمل، کیمیائی تعامل کو سُست کر دیتا ہے - مثلاً کسی سلفائیٹ (Sulphite) کے محلول میں تھوڑا سا بنزائیل الکوہل (Benzyle alcohol) یا ذرا سا مینائیٹ (Mannite) ملا دیا جائے تو سلفائیٹ (Sulphite) کو ہوا اُس تیزی سے آکسیڈائیز (Oxidise) نہیں کرتی جس سے کہ وہ معمولی حالت میں کرتی ہے - اِس سے ظاہر ہے کہ حملان مثبت بھی ہے اور منفی بھی۔

(ج) حل

اشیائے متعاملہ جب محلول کی شکل میں لی جاتی ہیں تو اکثر حالتوں میں اِس صورت میں بھی اُن کا تعامل تیز ہو جاتا ہے۔ مثلاً سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) کے محلول میں جب سِلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کا محلول ملایا جاتا ہے تو یہ چیزیں فوراً تعامل کرتی ہیں - اور اگر یہ چیزیں خشک ہوں اور ہاون میں باہم مِلا کر رگڑی جائیں تو گھنٹوں کی محنت کے بعد بھی اُن کا بہت سا حِصّہ تغیر سے بچا رہتا ہے - گرم کرنے سے بھی اِن پر اِتنا تیز اثر پیدا نہیں ہو سکتا - اِس واقعہ کی حقیقت یہ ہے کہ محلول کی شکل میں اشیائے متعاملہ کے ذرّات ایک دوسرے سے بخوبی اقتراب حاصل کر سکتے ہیں - آگے چل کر تم دیکھوگے کہ کیمیائی تعاملوں کے احداث میں یہ تدبیر کتنی کثرت سے کام آتی ہے - پھر اِس کی کارگزاری کا اندازہ بھی بخوبی ہو سکیگا۔

حرکیمیا

مادّہ کو جب کیمیائی تغیر لاحق ہوتا ہے تو مادہ کی قابلِ حصول توانائی، عموماً حرارت کی شکل میں نمودار ہوتی ہے اور اکثر حالتوں

میں اِس حرارت کے احتساب سے نہایت مفید، اور مطالب خیز نتائج مترتّب ہو سکتے ہیں۔ اِس لئے مناسب ہوگا کہ آکسیجن کے بعض تعامل اِس اعتبار سے بھی دیکھ لئے جائیں۔

جن کیمیائی تعاملوں کا مطالعہ حرارت کے اعتبار سے منظور ہوتا ہے وہ عموماً کسی نہ کسی حرارہ پیما میں ترتیب دئے جاتے ہیں اور حرارہ پیما میں پانی استعمال کیا جاتا ہے۔ تعامل کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ اِس پانی کی تپش بڑھا دیتی ہے۔ اور پھر تپش کی ترقی سے حرارت کی مقدار پر بخوبی استدلال ہو سکتا ہے۔ جب آکسیجن کی سی گیسوں کا مطالعہ مقصود ہوتا ہے تو یہ گیسیں پلاٹینم (Platinum) کے بند جَوف میں رکھی جاتی ہیں۔

حرارت کی وہ مقدار جو ۱۵° پر، ایک گرام پانی کی تپش میں ایک درجہ کی ترقی کر دیتی ہے اُسے علمی زبان میں حرارہ کہتے ہیں۔ اِس اعتبار سے حرارت کی وہ مقدار جو ۲۵۰ گرام پانی کی تپش کو ۱° بڑھا دیتی ہے اُس کو ۲۵۰ حرارے سمجھنا چاہیئے۔ اور ۲۰ گرام پانی کی تپش کو ۵° بڑھا دینے کے لئے جتنی حرارت درکار ہے اُس کی مقدار ۱۰۰ حرارہ ہونی چاہیئے۔

طبعیات میں تو مقدارِ مادّہ کی اِکائی گرام ہے لیکن حرکیمیا کے لئے سہولت اِس بات میں ہے کہ اِکائی اُس مقدار کو تصور کیا جائے جسے کسی چیز کا ضابطہ تعبیر کرتا ہے۔ پھر اِس اعتبار سے کاربن کی حرارت احتراق سے وہ حرارت مُراد ہوگی جو ۱۲ گرام کاربن (کوئلے) کے ساتھ ۳۲ گرام آکسیجن کے ترکیب کھانے سے پیدا ہوتی ہے۔ اور یہ حرارت ۹۷،۶۰۰ گرام پانی کی تپش میں ایک درجہ کی ترقی پیدا کر دینے کے لئے کافی ہے۔ کیمیا کی زبان میں اِس واقعہ کے لئے حسبِ ذیل طرزِ بیان اختیار کیا جاتا ہے:—

$$C + 2O \rightarrow CO_2 + 97{,}600$$ حرارہ

دُوسرے لفظوں میں یوں سمجھو کہ ایک کِلوگرام (Kilogram) پانی کی تپش کو ۰ سے نقطۂ جوش تک بڑھا دینے کے لئے نصف اونس سے بھی کمتر کاربن کا احتراق درکار ہے۔

یہ امرِ واقعہ ہے کہ جب کیمیائی اشیاء کی معیّن مقداروں کو کیمیائی تغیر لاحق ہوتا ہے تو ہمیشہ اور ہر حال میں اُتنی ہی حرارت نمودار یا جذب ہوتی ہے جتنی کہ کسی خاص حالت میں ہو سکتی ہے، بشرطیکہ تجربہ کے شرایط یکساں ہوں اور کیمیائی تغیر بھی وہی ہو۔ اِس حرارت کی مجموعی مقدار پر کیمیائی تعامل کے احداث کی رفتار کا کوئی اثر نہیں ہوتا۔

بظاہر یہ امر مستبعد معلوم ہوتا ہے کہ لوہے کی زنگ آلودگی کے دَوران میں بھی حرارت پیدا ہوتی ہے۔ لیکن اگر لوہے کی بہت سی کیلیں زنگ آلود ہو رہی ہوں اور اُن میں نازک تپش پیما رکھا ہو تو وہ اِس بات کا بخوبی پتہ دے سکتا ہے کہ اِن کیلوں کا ڈھیر اپنے گرد و نواح کی اشیاء کی بہ نسبت بلند تر تپش پر ہے۔ جیسا کہ ہم پہلے بیان کر چکے ہیں وہ چیزیں جو حرارت کی ناقص مُوصِل ہیں اُن میں عموماً یک بہ یک مشتعل ہو جانے کا رجحان پایا جاتا ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ اُن کے آکسیڈیشن سے رفتہ رفتہ جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ جمع ہوتی رہتی ہے۔ چنانچہ تیل سے بھیگے ہوئے چیتھڑے اور نامکمل طور پر خشک کی ہوئی گھاس، وغیرہ، اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔ ہمارے اپنے جسموں کی گرمی بھی ایک حد تک اِسی واقعہ کا نتیجہ ہے۔

بقائے توانائی کا کُلیہ علمِ کیمیا کی ایک مسلّم صداقت ہے۔ اِس کے رُو سے ظاہر ہے کہ جب کسی کیمیائی تعامل کا تعاکس ممکن ہوتا ہے تو اِس تعامل سے جتنی حرارت نمودار ہوتی ہے اُتنی ہی حرارت بہم پہنچا دینے سے کیمیائی تغیر کو سمتِ مخالف میں اُلٹ جانا چاہیئے۔ اِس طور پر جو حرارت بہم پہنچائی جاتی ہے وہ محض اُس کیمیائی توانائی کے اعادہ میں صَرف ہوتی ہے جو اشیائے متعاملہ کے اُس ابتدائی نظام کی

تکوین کے لئے ضروری ہے - مثلاً جب پارے اور آکسیجن کے ایک ایک کیمیائی اکائی وزن باہم ترکیب کھاتے ہیں تو حرارت کے ۳۰،۶۰۰ حرارے نمودار ہوتے ہیں :-

$$Hg + O \rightleftharpoons HgO + 30{,}600 \text{ حرارہ}$$

اور مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کے ایک وزن ضابطہ کی تحلیل کے لئے بھی اتنی ہی حرارت مطلوب ہے تاکہ آزاد پارے اور آزاد آکسیجن کو کیمیائی توانائی کی وہ مقدار میسّر آجائے جو ان کی آزادی کے لئے لازم ہے۔

دارالتجربہ میں حرارت کے جو ماخذ میسّر آ سکتے ہیں ان سے تمام کیمیائی تغیرات کا متعاکس کر دینا عملاً ممکن نہیں۔ اس میں شک نہیں کہ چھوٹے سے پیمانہ پر حادث ہونے والے کیمیائی تعامل سے جتنی حرارت پیدا ہوتی ہے اس کی ماوی حرارت کا بہم پہنچا دینا کچھ مشکل نہیں۔ لیکن اس کے علاوہ کچھ اور بھی ضروری ہے یعنی یہ بہم پہنچائی ہوئی حرارت، اس انداز پر ہونی چاہیئے کہ اس سے ایک خاص درجہ کی تپش میسّر آجائے ورنہ وہ کوئی اثر پیدا نہیں کر سکتی۔ مثلاً کیلسیئم (Calcium) اور آکسیجن کے ترکیب کھانے سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے اس کی مقدار ایسے حدود کے اندر اندر ہے کہ بہ آسانی اس کی تخمین ہو سکتی ہے :-

$$Ca + O \leftarrow CaO + 131{,}000 \text{ حرارہ}$$

اور کیلسیئم آکسائیڈ (Calcium oxide) کے لئے یہ حرارت تو کیا اس سے بہت زیادہ کا بہم پہنچا دینا بھی کچھ مشکل نہیں - اور اس پر بھی حال یہ ہے کہ یہ قاعدہ کیلسیئم آکسائیڈ (Calcium oxide) کو تحلیل کر دینے سے قطعاً عاجز ہے۔ اس کی وجہ بظاہر صرف یہی معلوم ہو سکتی ہے کہ اس مطلب کے لئے تپش کا جو بلند درجہ درکار ہے وہ میسّر نہیں آتا۔

اِسی سلسلہ میں یہ بات بھی نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ تیز تحلیل کی پیدائش کے لئے جو تپشیں درکار ہیں اُن کی حدیں بہت وسیع ہیں۔ چنانچہ بعض چیزیں صرف اِسی حالت میں اپنے حال پر قائم رہ سکتی ہیں کہ اُن کی تپش °۰ سے پست ہو۔ اور جب تپش اِس درجہ سے بڑھ جاتی ہے تو وہ تحلیل ہو جاتی ہیں۔ پھر سونے اور پلاٹینم (Platinum) کے آکسائیڈز (Oxides) کی طرح بعض چیزیں وہ بھی ہیں کہ اُن کی تحلیل کے لئے صرف ذرا سا گرم کر دینا کافی ہے۔ اور اکثر اشیاء کا یہ عالم ہے کہ برقی قوس کی تپش پر بھی اُن کی تحلیل کا امکان پیدا نہیں ہوتا۔ چنانچہ چُونا (CaO) ایک ایسی ہی چیز ہے۔

جب توانائی، حرارت کی بجائے برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے تو وسعتِ مذکور مقابلۃً نہایت آسانی کے ساتھ اُن وسائل کی سرحد میں آ جاتی ہے جو معمولی طور پر میسّر آ سکتے ہیں۔ چنانچہ کوئی چیز ایسی نہیں جو برقی رَو سے متاثر ہو سکتی ہو اور ۱۰ وولٹ[ه] یا اِس سے بھی کمتر ق م ب کی رَو اُس کو تحلیل کر دینے پر قادر نہ ہو اور ۱۱۰ وولٹ بلکہ اِس سے بھی زیادہ طاقت کی برقی رَو بہ آسانی تیار ہو سکتی ہے۔ آج کل صنعتی کیمیا میں برقی قواعد کے رواج کو جو عمومیت حاصل ہے وہ ایک حد تک اِسی سہولت کا نتیجہ ہے۔

حرکیمیا کے نہایت اہم اصولوں میں سے ایک، **مجموعی حرارت کے استقلال کا کُلیہ** ہے۔ اِس کی تفصیل یہ ہے کہ اگر اشیاء کا کوئی ایک نظام مختلف مدارج میں سے گزر کر، یا ایک سے زیادہ رستے اختیار کر کے، اشیاء کے کسی دُوسرے نظام میں مستحیل ہو سکتا ہے تو اِن مختلف مرحلوں میں جو حرارتیں پیدا ہوتی ہیں

ه Volt

یا جذب ہوتی ہیں، اُن کا الجبری مجموعہ ہر حال میں وُہی رہتا ہے جو مستقیم استحالہ میں ہوتا ہے۔ مثلاً بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) اُس کے اجزائے ترکیبی کو ضروری تناسبوں میں بلاواسطہ ترکیب دینے سے بھی بنتا ہے اور اِس طرح بالواسطہ بھی بن سکتا ہے کہ پہلے بیریئم ڈائی آکسائیڈ (Barium oxide) تیار کرلیا جائے اور پھر اِس میں سے نصف آکسیجن خارج کردی جائے۔ اِن تغیرات میں حرارت کی مقداریں حسبِ ذیل ہونگی :—

بلاواسطہ: $Ba + O \rightarrow BaO + 124,400$ حرارے

بالواسطہ:

(۱) $Ba + 2O \rightarrow BaO_2 + 141.600$ حرارے

(۲) $BaO_2 \rightarrow BaO + O - 17,200$ حرارے

(۳) $Ba + O \rightarrow BaO + 124,400$ حرارے

اب اگر آخری دو مساواتیں (۱) اور (۲) الجبری طور پر جمع کرلی جائیں اور BaO_2 اور O جو مجموعی مساوات کے دونوں پہلوؤں میں مشترک ہیں اُنہیں کاٹ دیا جائے تو کیمیائی تعامل وُہی رہ جاتا ہے جو (۱) میں ہے۔ اور پیدا شدہ حرارت کی میزانِ مستوفی بھی وُہی ۱۲۴،۴۰۰ حرارہ ہے۔

ایسی حالتوں میں اگر مجموعی حرارت ہر حال میں یکساں نہ ہو تو اِس کا نتیجہ یہ ہونا چاہیئے کہ مختلف طرقِ عمل اختیار کرلینے سے ایک ہی چیز کے ایسے مختلف نمونے تیار ہو جائیں کہ اُن میں کیمیائی توانائی کے تناسب مختلف ہوں۔ اور اِس قسم کی بوالعجبی کی پیدائش کا کوئی امکان ابھی تک ہمارے حیطۂ اختیار میں نہیں آیا۔

کیمیائی تعامل کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُس کی مقدار سے ہم اِس بات کا اندازہ کرسکتے ہیں کہ اشیائے مُتعاملہ کے نظام سے کتنی کیمیائی توانائی حاصل ہو سکتی ہے۔ اور اگر اِس

قسم کے دو نظام نگاہ میں ہوں تو اُن کی قابلِ حصول توانائیوں کا مقابلہ بھی ہو سکتا ہے۔ اِس بناء پر کیمیائی تعاملوں کے دَوران میں پیدا ہونے والی حرارتوں کی مقداروں سے، اشیائے متعاملہ کے مختلف نظاموں کی اضافی کیمیائی عاملیتوں کی تخمین میں، اکثر کام لیا جاتا ہے۔ خاص خاص حالتوں میں، جب کہ وہ حالات وشرائط بعینہٖ یکساں ہوتے ہیں جن کے ماتحت اِس قسم کے تعامل حادث ہو رہے ہوتے ہیں، مقابلۂ مذکور کا موقع بخوبی میسّر آسکتا ہے۔

اب سے پہلے کیمیا میں یہ امر تسلیم کر لیا گیا تھا کہ کیمیائی تعامل کے دَوران میں جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ اشیائے متعاملہ کی کیمیائی عاملیت کی متناسب ہوتی ہے۔ لیکن اِس مسلمہ کی عمومیت، قابلِ قبول نہیں۔ اِس اجمال کی تفصیل آگے چل کر بیان کی جائیگی۔

اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ حرارت کی پیدائش، یا اُس کا جذب ہو جانا، بذاتِ خود کیمیائی تعامل کی دلیل نہیں۔ چنانچہ طبیعی تغیرات کے ساتھ ساتھ بھی اِس قسم کے واقعات حادث ہوتے ہیں۔ مثلاً پانی کی تبخیر میں حرارت جذب ہوتی ہے۔ اور بخار کی تکثیف میں حرارت پیدا ہوتی ہے۔

مشقیں

۱۔ فاسفورس، کاربن، اور لوہے، کے احتراق کو تعبیر کرنے کے لئے جب کہ احتراق انگیز چیز آکسیجن ہے، مساواتیں مرتب کرو۔

۲۔ جب ۱ گرام سوڈیم (Sodium)، آکسیجن میں جلتا ہے تو ۱،۳۵ گرام سوڈیم آکسائیڈ (Sodium oxide) پیدا ہوتا ہے۔ اِس آکسائیڈ کا ضابطہ کیا ہونا چاہیئے؟ تعامل کو مساوات

سے تعبیر کرو۔

۳۔ فاسفورک (Phosphoric) اینِ ترشہ کے ساتھ پانی کے تعامل کرنے سے جو مایع پیدا ہوتا ہے اُس مایع کے طبیعی اجزاء کیا ہیں؟ فاسفورِک (Phosphoric) ترشہ کے اجزائے ترکیبی بیان کرو۔

۴۔ یہ بات تم کس طرح ثابت کروگے کہ جب پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) اور مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کے آمیزہ سے آکسیجن تیار کی جاتی ہے تو تجربہ کے ختم ہو جانے کے بعد مینگانیز ڈائی آکسائیڈ غیر متغیر پایا جاتا ہے؟ اس مطلب کے لئے تم مادی اشیاء کی کونسی خاصیت سے کام لوگے؟

۵۔ گندک اور لوہے کے کیمیائی امتزاج سے، اور مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) کی تحلیل سے، بحث کرو اور بتاؤ کہ اِن تعاملوں کی ابتداء کس طرح کی جاسکتی ہے اور پھر اُن میں خود پروری کی قابلیت کہاں تک ہے۔

۶۔ کسی چیز کی حرارتِ نوعی ۰٫۵ ہو تو اُس کے ۵۰۰ گرام کو ۱۵° سے ۳۷° تک پہنچا دینے کے لئے حرارت کے کتنے حرارے درکار ہونگے۔

۷۔ جب ۱ گرام گندک، سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxide) میں تبدیل ہوتی ہے تو ۲۲۲۰ حرارے نمودار ہوتے ہیں۔ اِس اعتبار سے گندک کی حرارتِ احتراق کیا ہونی چاہیئے؟

۸۔ حرکیمیائی مقدّمات، کیمیائی عاملیت کا صحیح معیار نہیں ہیں۔ اِس دعوے کا ثبوت اجمالاً بیان کرو۔

دُوسری فصل

اوزون

Ozone

سنہ ۱۷۸۵ء میں فان مارومؒ[1] برقی مشین سے کام لے رہا تھا کہ اِس نے مشین کے قُرب وجوار میں ایک نئی قسم کی تیز بُو محسوس کی جو ہلکائی کلورین کی بُو سے مشابہ تھی۔ پھر شونبلینؒ[2] نے سنہ ۱۸۴۰ء میں ثابت کیا کہ یہ بُو ایک ایسی چیز کی بُو ہے جو اپنی متمیز اور مخصوص شخصیت رکھتی ہے۔ اِس چیز کا نام اُس نے اوزونؒ[3] (Ozone) رکھا۔ اور اِس کے حاصل کرنے کے متعدد طریقوں کا اِکتشاف بھی کیا۔

ہوا میں اوزون کی موجودگی نہایت مشتبہ ہے اور بظاہر اِس کا کوئی امکان بھی نظر نہیں آتا کیونکہ یہ چیز بہت غیر قائم ہے۔ ہاں قدرتی یا مصنوعی اَنبھرن کے عین قُرب وجوار میں البتہ موجود ہوتی ہے۔

۱؎ Van Marum

۲؎ Schanbein

۳؎ یونانی زبان میں اِس لفظ کے معنی "سونگھنے" کے ہیں۔

لیکن وہاں بھی صرف عارضی طور پر۔

اوزون کی بناوٹ

اوزون (Ozone) کی بناوٹ اور اُس کی حقیقت اِس واقعہ سے ایک حد تک واضح اور مبرہن ہو سکتی ہے کہ اوزون، آکسیجن کو گرم کرنے سے بن جاتی ہے۔ اور جُوں جُوں تپش میں ترقی ہوتی ہے اِس کے تعادل کا تناسب، بڑھتا جاتا ہے۔ یہ واقعہ اِس امر کی دلیل ہے کہ اوزون کی خلقت میں حرارت جذب ہوتی ہے۔ چنانچہ

$$3O_2 + 61{,}400 \text{ حرارہ} \rightleftharpoons 2O_3$$

آکسیجن کو گرم کرنے سے جو اوزون پیدا ہوتی ہے آکسیجن میں مختلف تپشوں پر اِس کا، فی صدی تناسب، حسبِ ذیل ہوتا ہے :۔

۱۲۹۶° پر	۱ر۰ فی صدی
۲۰۴۸° پر	۱ر۵۲ فی صدی
۴۵۰۰° پر	۱۶ر۵ فی صدی

اگر آمیزہ آہستہ آہستہ ٹھنڈا ہوتا جائے تو تعامل مذکورۂ بالا متعاکس ہو جاتا ہے اور تپش کے تنزل کے ساتھ ساتھ اوزون کا تناسب گھٹتا جاتا ہے یہاں تک کہ ۲۰۰۰° پر یا اِس سے کچھ اور نیچے آکر آکسیجن میں اوزون کی مقدار عملاً صفر ہو جاتی ہے۔ ہاں اگر گیس کو جلد جلد ٹھنڈا کر کے کمرے کی تپش پر پہنچا دیا جائے تو اوزون بیشتر برقرار رہتی ہے۔ کمرے کی تپش پر تعامل مذکور کا تعاکس بہت سُست ہوتا ہے۔

حرارت کے اثر سے اوزون (Ozone) کی پیدائش اِس طرح بآسانی دکھائی جا سکتی ہے کہ برقی رَو سے سفید گرم کیا ہوا پلاٹینم کا تار، یا جلتی ہوئی ہائیڈروجن کا ذرا سا پتلا لوکدار شعلہ مایع ہوا کی سطح کے نیچے داخل کر دیا جائے۔ اوزون گرم تار، یا شعلہ، کے قریب پیدا ہوتی

ہے اور جب اِس مقام کو چھوڑتی ہے تو مایع ہوا (-۱۹۰°) کو چھو کر فوراً سرد ہو جاتی ہے۔ چنانچہ حرارت سے جو گیسیں تبخیر ہو کر اُڑتی ہیں اُن میں ۵ر۱ تا ۲ فی صدی اوزون پائی جاتی ہے۔

جب بنسنی مشعل کے شُعلہ میں نلی کی باریک سی نوک سے آکسیجن پہنچائی جاتی ہے تو وہاں بھی اوزون کے کچھ شائبے پیدا ہوتے ہیں اور اِس حد تک پیدا ہوتے ہیں کہ احساس میں آسکتے ہیں۔

اوزون کی تیاری

۱۔ اوزون (Ozone) کے تیار کرنے کا بہترین قاعدہ یہ ہے کہ مطلوبہ توانائی آکسیجن میں سے برقی موجیں گزار کر مہیا کی جائے۔ اِس مطلب کے لئے شکل ۹ کا آلہ استعمال کیا جاتا ہے۔



شکل ۹

یہ آلہ شیشہ کی دو مشترک المحور نلیوں میں مشتمل ہے۔ آکسیجن (Oxygen) اِن نلیوں کی درمیانی فضاء میں سے گزرتی ہے۔ بیرونی نلی کے بیرونی پہلو پر اور اندرونی نلی کے اندرونی پہلو پر قلعی کا ورق چپکا دیا جاتا ہے۔ برقی موجیں اِن ہی ورقوں کو اِمالی چکر کے قطبوں سے جوڑ کر پیدا کی جاتی ہیں۔ آکسیجن اگر خشک اور سرد ہو تو اُس کا ۵ ،۱ فی صدی بآسانی اوزون میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ شیشہ کی جو سطح آکسیجن کے قریب ہوتی ہے وہ ہائیڈروجن فلورائیڈ (Hydrogen fluoride)

کے عمل سے پچیل دی جائے تو اِس سے اوزون کی پیدائش بڑھ جاتی ہے۔

۲- ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کی برق پاشیدگی سے جو آکسیجن (Oxygen) پیدا ہوتی ہے اُس میں اوزون کی بھی خفیف سی مقدار پائی جاتی ہے۔

۳- وہ آکسائیڈز (Oxides) جو سلفیورک ترشہ کے تعامل سے آکسیجن پیدا کرتے ہیں اُن کے ساتھ جب سلفیورک ترشہ تعامل کرتا ہے تو کچھ اوزون بھی پیدا ہوتی ہے۔ چنانچہ تعامل

$$2BaO_2 + 2H_2SO_4 \Rightarrow 2BaSO_4 + 2H_2O + O_2$$

سے جو آکسیجن پیدا ہوتی ہے اُس میں اوزون بھی پائی جاتی ہے۔

۴- جب فاسفورس (Phosphorus) ہوا میں بالتدریج آکسیڈائیز (Oxidise) ہوتی ہے تو اِس صورت میں بھی کچھ اوزون بنتی ہے۔ یہاں اوزون کی پیدائش غالباً اُس غیر قائم اشیاء کی تحلیل کا نتیجہ ہے جو تعامل مذکور سے پیدا ہوتی ہیں اور اُن کی ترکیب میں بہت سی آکسیجن داخل ہوتی ہے۔

۵- فلورین (Fluorine) اور پانی کے تعامل سے جو آکسیجن (Oxygen) پیدا ہوتی ہے اُس میں پندرہ فی صدی تک اوزون (Ozone) بھی پائی جاتی ہے۔

اوزون کے طبیعی خواص :-

اوزون نیلے رنگ کی گیس ہے۔ یہ گیس -۱۱۹° پر جوش کھاتی ہے۔ اِس لئے جب آکسیجن اور اوزون کا آمیزہ ایک ایسی لاناما نلی میں سے گزارا جاتا ہے جو مایع آکسیجن (-۱۸۲٫۵°) میں رکھی ہو تو اوزون مایع بن جاتی ہے۔ اِس طرح جو گہرے نیلے رنگ کا غیر شفاف مایع حاصل ہوتا ہے اُس میں صرف تقریباً ۱۴ فی صدی آکسیجن ہوتی ہے۔ اور وہ تبخیر سے جدا کی جاسکتی ہے۔ جب یہ مایع کشید کیا جاتا

ہے تو آخری حصّہ میں آکسوزون O_4(Oxozone) پائی جاتی ہے۔ اور واقعہ یہ ہے کہ برقی موجوں کے استعمال سے جو اوزون (Ozone) بنتی ہے وہ ۱۱ فی صدی، آکسوزون پر مشتمل ہوتی ہے۔

اوزون میں ایک خاص طرح کی بُو پائی جاتی ہے۔ جس کی طرف ہم اس مضمون کے شروع میں اشارہ کر چکے ہیں۔

آکسیجن کی بہ نسبت اوزون پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ چنانچہ ۱۲° پر ایک کُرۂ ہوائی دباؤ کے ماتحت ۱۰۰ حجم پانی میں ۵۰ حجم اوزون حل ہو جاتی ہے۔ اوزون اگر آکسیجن کے ساتھ ملی ہو تو اُس کی قابلیتِ حل حسب قاعدہ اُس کے جُزئی دباؤ کی متناسب ہوتی ہے۔ اوزون، تارپین اور دیگر عطری تیلوں میں بھی بلا تحلیل حل ہوتی ہے۔

اوزون کے کیمیائی خواص

اوزون غیر قائم گیس ہے۔ اگر بہت سی آکسیجن کے ساتھ ملی ہوئی ہو تو البتہ مقابلۃً کسی قدر قیام پذیر ہو جاتی ہے۔ اِس لئے اِس کی کثافت اور اِس کے وزنِ سالمہ کی دریافت صرف بالواسطہ ممکن ہے۔

اوزون (Ozone) جب برقی موجوں کی توانائی سے سرد آکسیجن میں پیدا کی جاتی ہے تو وہ آہستہ آہستہ تحلیل ہوتی ہے۔ لیکن تپش کی ترقی سے دیگر تمام تغیرات کی طرح، یہ تغیر بھی تیز ہو جاتا ہے۔ چنانچہ ۲۵۰°—۳۰۰° پر جاکر آکسیجن اور اوزون کے تعادل کا یہ حال ہو جاتا ہے کہ آکسیجن کے مقابلہ میں اوزون کا تقریباً کوئی شائبہ باقی نہیں رہتا۔ مائع اوزون کبھی کبھی دھماکے کی سی تُندی کے ساتھ تحلیل ہوتی ہے۔

اوزون کی پیدائش کے دَوران میں بہت سی توانائی جذب ہوتی ہے۔ یہ توانائی برقی موجوں سے آتی ہے۔ اور تیاری کے دُوسرے قاعدوں میں اُن تعاملوں سے حاصل ہوتی ہے جو اوزون پیدا کرنے والے تعامل کے ساتھ ساتھ حادث ہوتے ہیں۔ چنانچہ

$$O+O_2=O_3-32,400 \text{ حرارہ}$$

آکسیجن کی بہ نسبت اوزون بہت زیادہ تیز آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل ہے۔ چنانچہ پارے اور چاندی کو بھی آکسیڈائیز کر دیتی ہے حالانکہ آکسیجن اِن پر کوئی اثر نہیں کرتی۔ پارے کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے مرکیورک آکسائیڈ (Mercuric oxide) HgO اور چاندی کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے پلور پر آکسائیڈ (Silver peroxide) Ag_2O_2 پیدا ہوتا ہے:۔

$$Hg+O_3 \rightarrow HgO+O_2$$
$$2Ag+2O_3 \rightarrow Ag_2O_2+2O_2$$

پارے کے ساتھ اِس کے تعامل کا نتیجہ ایسا نمایاں ہے کہ اِس سے اوزون (Ozone) کے نہایت خفیف سے شائبوں کا بھی سُراغ مِل سکتا ہے۔ چنانچہ پارا اپنی کامل مایعیت کھو دیتا ہے اور جس شیشہ کے برتن میں رکھا ہوتا ہے اُس کی سطح کے ساتھ چمٹ جاتا ہے۔

بعض دھاتوں (مثلاً مینگانیز، چاندی، اور تانبے) کے آکسائیڈز (Oxides)، اوزون کو تحلیل کر دیتے ہیں۔ یہ واقعہ، تحویل اور آکسیڈیشن (Oxidation) کے تواتر کا نتیجہ ہے۔ اور دھاتی آکسائیڈ آخرِ کار غیر متغیر پایا جاتا ہے۔ مثلاً

$$CuO+O_3 \rightarrow Cu+2O_2$$
$$Cu+O_3 \rightarrow CuO+O_2$$

اوزون کی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) طاقت اِس کے سالمہ کی ناقیام پذیری کا نتیجہ ہے۔ اِس کی ناقیام پذیری کے باعث اِس سے آکسیجن کا ایک جوہر جُدا ہو جاتا ہے اور معمولی آکسیجن کا سالمہ باقی رہ جاتا ہے۔

$$O_3=O_2+O$$

آکسیجن کا سالمہ مقابلۃً غیر عامل ہے۔ اور یہ آزاد شدہ جوہر کیمیاءً بہت زیادہ عامل ہوتا ہے۔ اِس لئے اوزون اُن چیزوں کو بھی آکسیڈائیز

کر دیتی ہے جن کو آکسیجن اپنی معمولی حالت میں آکسیڈائیز کر دینے سے قاصر ہے۔

اِن آکسیڈیشن کے عملوں میں گیسی حجم کا کوئی تغیر پیدا نہیں ہوتا۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ آکسیجن کے سالمہ (O_2) کا حجم وُہی ہے جو اوزون کے سالمہ (O_3) کا حجم ہے۔ اور آکسیڈیشن (Oxidation) کا فعل اوزون کے صرف تیسرے جوہر سے سَرزد ہوتا ہے۔

اوزون کی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) طاقت کی چند اور مثالیں بھی قابلِ بیان ہیں۔ چنانچہ اوزون (Ozone) نامیاتی مادہ کو بہت جلد برباد کر دیتی ہے۔ اِس لئے اوزون دار آکسیجن کو معمولی ربڑ کی نلی میں سے گزارنا قرینِ مصلحت نہیں۔ اوزون بہت سے نباتی رنگین مادوں، اور مصنوعی رنگوں، کا رنگ زائل کر دیتی ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ کاربن (Carbon) کے پیچیدہ مرکبات میں سے اکثر بے رنگ ہیں۔ اِس لئے ذرا سا کیمیائی تغیر بھی رنگ پر بہت کچھ اثر کرتا ہے۔ چنانچہ تغیر کا اثر پیچیدہ سالمہ کے خواہ ایک دو جوہروں پر ہی پڑتا ہو اِتنے سے اثر کی وجہ سے بھی مادہ کا بے رنگ ہو جانا یا کم از کم اِس کے رنگ کی شوخی کا جاتا رہنا، تقریباً یقینی ہو جاتا ہے۔ مثلاً نیل $C_{16}H_{10}N_2O_2$ ایک نباتی رنگ ہے اور وہ مصنوعی طور پر بھی بنایا جاتا ہے۔ جب اِس کے ہلکائے محلول میں سے اوزون(Ozone) شدہ آکسیجن گزاری جاتی ہے تو نیل آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر آئیسیٹین (Isatin) $C_8H_5NO_2$ میں بدل جاتا ہے اور رنگ زائل ہو جاتا ہے۔

ہاتھی دانت، تیلوں، اور موموں کا رنگ کاٹنے میں اور آٹے اور نشاستہ کی تخلیص میں اوزون تجارتی طور پر استعمال کی جاتی ہے۔ پیٹروگریڈ[۱]، لِل[۲]، اور بعض دیگر مقامات پر پینے کے پانی کو نامیاتی مادہ

۱؎ Petrograd

۲؎ Lille

سے پاک کرنے میں بھی کام آتی ہے ۔ لیکن اِس مطلب کے لئے رنگ کٹ سفوف کے استعمال میں لاگت کم آتی ہے ۔ اِس سے چڑیا خانوں کے حیوانی مکانوں میں بدبُو کے زائل کرنے میں بھی کام لیا جاتا ہے ۔ اور انسانی بُود و باش کے مکانوں میں اُن جراثیم وغیرہ کے قتل کرنے میں استعمال ہوتی ہے جو گردو غبار کے ساتھ ہوا میں پہنچ جاتے ہیں لیکن اِس مطلب کے لئے گیس کا بہت سا ارتکاز ضروری ہے ۔

اوزون ' لیڈ سلفائیڈ (Lead sulphide) PbS کو لیڈ سلفیٹ $PbSO_4$ (Lead sulphate) میں تبدیل کر دیتی ہے ۔ اور پانی کی موجودگی میں پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) سے آئیوڈین (Iodine) کو آزاد کرتی ہے :-

$$PbS+4O_3=PbSO_4+4O_2$$

$$2KI+H_2O+O_3=2KOH+O_2+I_2$$

آکسیڈائیزنگ عوامل

اور

اُن کی عاملیت کی توجیہ

اوزون جب آکسیجن میں بدلتی ہے تو اِس سے بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے ۔ چنانچہ

$$2O_3 \rightleftharpoons 3O_2+61,400 \text{ حرارہ}$$

اِس لئے ضروری ہے کہ آکسیجن کی بہ نسبت اوزون میں اندرونی توانائی زیادہ ہو ۔ جب یہ حال ہے تو ظاہر ہے کہ کسی چیز کے آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے کے لئے آکسیجن کی بہ نسبت اوزون کو زیادہ

توانائی بروئے کار لانا چاہیئے۔ پھر آکسیجن کے مقابلہ میں اِس کا زیادہ عامل ہونا امرِ لازم ہے۔ چنانچہ آزاد آکسیجن سردی کی حالت میں نیل کے ساتھ تعامل نہیں کرتی اور چاندی اور پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) پر بھی اِس سے کوئی اثر پیدا نہیں ہوتا۔ اِس کے برعکس اوزون کا یہ حال ہے کہ وہ اِن چیزوں کو بہت جلد آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتی ہے۔

تعامل کی حرارتوں پر غور کرنے سے یہ فرق بخوبی واضح ہو جاتا ہے۔ ذیل کی مساواتوں کو دیکھو:—

(۱) حرارہ $2O_3 = 2O_2 + (2O) + 61{,}400$

(۲) حرارہ $C_{16}H_{10}N_2O_2 + (2O) = 2C_8H_5NO_2 + 1{,}800$

(۳) حرارہ $C_{16}H_{10}N_2O_2 + 2O_3 = 2C_8H_5NO_2 + 2O_2 + 63{,}200$

مساوات (۲) کے رُو سے اگر آکسیجن کے عمل سے نیل کا آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر آئیسیٹین (Isatin) میں بدل جانا ممکن ہو تو اِس صورت میں جو حرارت پیدا ہو سکتی ہے اُس کی مقدار ۱،۸۰۰ حرارہ ہوگی۔ لیکن جب ہم اوزون سے کام لیتے ہیں تو حرارت کی مقدارِ مذکورہ کے علاوہ وہ حرارت بھی میسّر آجاتی ہے جو اوزون کی تحلیل (مساوات ۱) سے پیدا ہوتی ہے۔ چنانچہ تمام حرارت جو بالجملہ آزاد ہوتی ہے وہ ۶۳،۲۰۰ حرارہ (مساوات ۳) ہے اور یہ مقدار اُس حرارت کی مقدار سے ۳۵ گُنا زیادہ ہے جو آزاد آکسیجن کو آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل کے طور پر (مساوات ۲) استعمال کرنے سے میسّر آتی ہے۔

اِسی طرح کے استدلال سے ہم ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کے آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے میں آزاد آکسیجن کے مقابلہ میں پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کی ترجیحی قابلیت کی بھی توجیہ کر سکتے ہیں۔ وہ چیزیں جو آزاد آکسیجن کے مقابلہ میں آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے

کی زیادہ قابلیت رکھتی ہیں اُنہیں ہم آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عوامل کی جماعت میں شامل کرتے ہیں۔

اِس بات کو نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ جب اوزون (Ozone) آکسیڈائیزنگ عامل کے طور پر عمل کرتی ہے تو عموماً اِس کے ہر سالمہ کی آکسیجن کے جوہروں میں سے صرف ایک جوہر اِس مطلب کے لئے بروئے کار آتا ہے۔ اور سالمہ کے مابقا سے آکسیجن بن جاتی ہے۔ چنانچہ اوزون کے اِس عمل کی جو مثالیں بیان ہوئی ہیں اُن سے یہ واقعہ بخوبی ظاہر ہے۔

اوزون کی تشخیص

اوزون، پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے ساتھ جو سلوک کرتی ہے اُس سے اوزون (Ozone) کی تشخیص میں کام لیا جا سکتا ہے۔ چنانچہ جیسے تعامل میں اگر نشاستہ بھی موجود ہو تو آزاد شدہ آئیوڈین اُس کے ساتھ ترکیب کھا کر گہرے نیلے رنگ کا مرکب پیدا کرتی ہے۔ اور یہ تعامل ایسا نازک ہے کہ اِس سے اوزون کے خفیف سے شائبہ کا بھی پتہ چل سکتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے محلول میں نشاستہ مِلا دیا جاتا ہے اور اِس سے کاغذ تر کر لئے جاتے ہیں۔ جب اِس قسم کا کاغذ ایسی ہوا یا آکسیجن میں رکھا جاتا ہے جس میں اوزون موجود ہوتی ہے تو کاغذ فوراً نیلا ہو جاتا ہے۔

لیکن تشخیص کا یہ قاعدہ صرف اِس حال میں قابلِ اعتماد ہو سکتا ہے جب کہ پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کو تحلیل کر دینے والی کوئی اَور چیز موجود نہ ہو۔ مثلاً کلورین (Chlorine)، ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide)، نائیٹروجن پر آکسائیڈ (Nitrogen peroxide) اور بعض اَور آکسیڈائیزنگ (Oxidising)

عوامل بھی پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ سے آئیوڈین (Iodine) کو آزاد کرتے ہیں - اِس لئے جب اِن میں سے کوئی موجود ہو تو اِس قاعدہ سے اوزون کے وجود پر وثوق کے ساتھ استدلال نہیں ہو سکتا۔ ایسی حالتوں میں ہلکے گلابی رنگ کے لِتمسی کاغذوں کو پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے محلول سے بھگو کر کام میں لانا چاہیئے۔ اِس صورت میں پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium hydroxide) لِتمسی کاغذ کو نیلا کر دیگا۔

تشخیص کے اِس قاعدہ میں صِرف ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ایسی چیز ہے جو مداخلت کر سکتی ہے۔ باقی سب چیزوں کا تعامل بالکل اَور طرح پر ہوتا ہے۔ مثلاً اگر کلورین موجود ہو تو

$$Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2$$

اوزون کی ماہیت

اوزون حقیقت میں آکسیجن ہی کی بدلی ہوئی شکل ہے۔ اِس لئے اِسے آکسیجن کا بہروپ سمجھنا چاہیئے۔ چنانچہ اوزون کا آکسیجن سے پیدا ہونا اِس امر کی نہایت موثق دلیل ہے - اور پھر اِس کے کیمیائی خواص سے اِس پر مزید شہادت بھی خواطرخواہ قائم ہو سکتی ہے۔

اوزون کی ترکیب

معمولی آکسیجن اور اُس کے بہروپ اوزون (Ozone) کی ماہیت میں صِرف یہ فرق ہے کہ اوزون کا سالمہ تین جوہروں پر مشتمل ہے - اور معمولی آکسیجن کا سالمہ صِرف دو جوہروں سے متشکل ہوتا ہے - اوزون کی ترکیب کے بارے میں یہ نتیجہ کئی ایک تجربوں کے نتائج کی بنا پر مرتب کیا گیا ہے - اِن تجربوں کی تفصیل حسبِ

ذیل ہے :۔

۱۔ جب آکسیجن، برقی موجوں کے زیرِ عمل رکھی جاتی ہے تو اُس کے حجم میں کمی پیدا ہو جاتی ہے۔ یہ واقعہ انڈریوز[1] اور ٹیٹ[2] نے شکل ۱۰ کی سی نلی کے ذریعہ ثابت کیا ہے۔ اُنہوں نے اِس نلی کو خشک آکسیجن سے بھرا اور اس کے مُڑے ہوئے تنگ حصہ میں سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ ڈال دیا کہ آکسیجن نلی سے نکلنے نہ پائے۔ اِسی سے دباؤ کا اندازہ کرنے میں بھی کام لیا۔

جب آلہ اِس طرح مرتب ہو گیا تو اِمالی چکّر کے ذریعہ آکسیجن میں برقی موجیں گزاریں۔ کچھ دیر کے بعد مُڑی ہوئی نلی میں کے تُرشہ نے صاف بتا دیا کہ گیس کا حجم گھٹ گیا ہے۔



شکل ۱۰

اِس کے بعد نلی کو تقریباً ۳۰۰° م تک گرم کیا تو گیس پھر اپنے اُسی ابتدائی حجم پر آ گئی۔ اور اُس میں اوزون (Ozone) کا کوئی شائبہ باقی نہ رہا۔ یہی تجربہ بار بار کر کے دیکھا۔ ہر مرتبہ یہی ثابت ہوا کہ آکسیجن کو اوزون میں تبدیل کرنے سے حجم کم ہو جاتا ہے۔ اور جب اوزون (Ozone) حرارت پہنچا کر معمولی آکسیجن میں تبدیل کر دی جاتی ہے تو حجم پھر اپنی اُسی اصلی حالت پر آ جاتا ہے۔

---

[1] Andrews

[2] Tait

اِس طرح چونکہ آکسیجن کا صرف تھوڑا سا حصہ اوزون میں تبدیل ہو سکتا تھا اِس لئے یہ تجربہ اِس بات کے معلوم کرنے کے لئے کافی نہ تھا کہ حجم کے تغیر اور آکسیجن کی تبدیل شدہ مقدار میں کیا تعلق ہے۔

۲۔ اب اُسی نلی میں تجربہ سے پہلے شیشہ کا ایک ایسا چھوٹا سا سر بمہر جوفہ رکھ دیا جس میں پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کا محلول بھر دیا گیا تھا۔ پھر قاعدۂ مذکور سے آکسیجن کو اوزون (Ozone) میں تبدیل کیا۔ اور حجم کی کمی نگاہ میں رکھ لی۔ پھر اِس کے بعد جوفہ کو توڑ دیا۔ جب پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ کو اوزون نے تحلیل کر دیا اور آئیوڈین (Iodine) آزاد ہو گئی تو گیس کے حجم میں کوئی مزید کمی محسوس نہ ہوئی۔ علاوہ بریں نلی کو ۳۰۰ م تک گرم کر دینے کے بعد ٹھنڈا کر کے اُسی ابتدائی تپش پر لے آنے سے اب پہلے کی طرح گیس کے حجم میں کوئی اضافہ بھی نہ ہوا۔

اب پوری احتیاط کے ساتھ اِس آئیوڈین (Iodine) کی تخمین کی جو اوزون کے تعامل سے آزاد ہوئی تھی تو پھر مساواتِ ذیل سے یہ بات بخوبی معلوم ہو سکتی تھی کہ جس آکسیجن نے اِس آئیوڈین (Iodine) کو آزاد کیا ہے اُس کی واقعی مقدار کیا ہے:-

$$2KI + H_2O + O = I_2 + 2KHO,$$

اِس تجربہ سے یہ نتیجہ مترتب ہوا کہ پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے ساتھ تعامل کرنے میں جو آکسیجن صرف ہو جاتی ہے اُس کا حجم عین اُس کمی کے برابر ہے جو آکسیجن کو اوزون (Ozone) میں تبدیل کر دینے سے پیدا ہوتی ہے۔

اِن واقعات ۔نے ثابت کر دیا کہ جب اوزون نے پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کو آکسیڈائیز (Oxidise) کیا تو اِس اوزون سے جو آکسیجن آزاد ہوئی اُس کا حجم، خود اوزون کے حجم کا مساوی ہے۔ علاوہ بریں اِس سے یہ بھی ثابت ہوگیا کہ پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے تعامل میں جو آکسیجن صرف ہو گئی ہے اُس کا حجم گیس کے حجم کی ابتدائی کمی کے برابر ہے۔

محققین نے اِن واقعات کی یہ توجیہ کی کہ اوزون Ozone کو سالمی ضابطہ O_3 سے تعبیر کرنا چاہیئے۔ پھر اِس اعتبار سے پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ اور اوزون کے تعامل کی شکل حسبِ ذیل ہو سکتی ہے:-

$$2KI + H_2O + O_3 = O_2 + I_2 + 2KHO,$$

۳۔ لیکن اِس نتیجہ کی صحت ثابت کرنے کے لئے اِس اَمر کا معلوم ہونا ضروری ہے کہ اوزون کی وہ آکسیجن جو پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) کے تعامل میں صرف ہو جاتی ہے اور وہ آکسیجن جو اوزون سے آزاد ہوتی ہے اِن دونوں کے حجموں کو ایک دُوسرے سے فی الواقع کیا نسبت ہے۔ یہ ثبوت سوریٹ[1] نے بہم پہنچایا۔ اور اِس مطلب کے لئے تارپین[2] کی اِس خاصیت سے استفادہ کیا کہ اِس میں اوزون (Ozone) بلاتحلیل جذب ہو جاتی ہے۔ پھر تحقیقات سے اِس نتیجہ پر پہنچا کہ اوزون دار آکسیجن میں سے اوزون کو تارپین میں جذب کر لینے سے گیس کے حجم میں جو کمی پیدا ہوتی ہے وہ، حجم کے اُس اضافہ سے دو چند ہے جو اوزون دار آکسیجن کو گرم کرنے سے

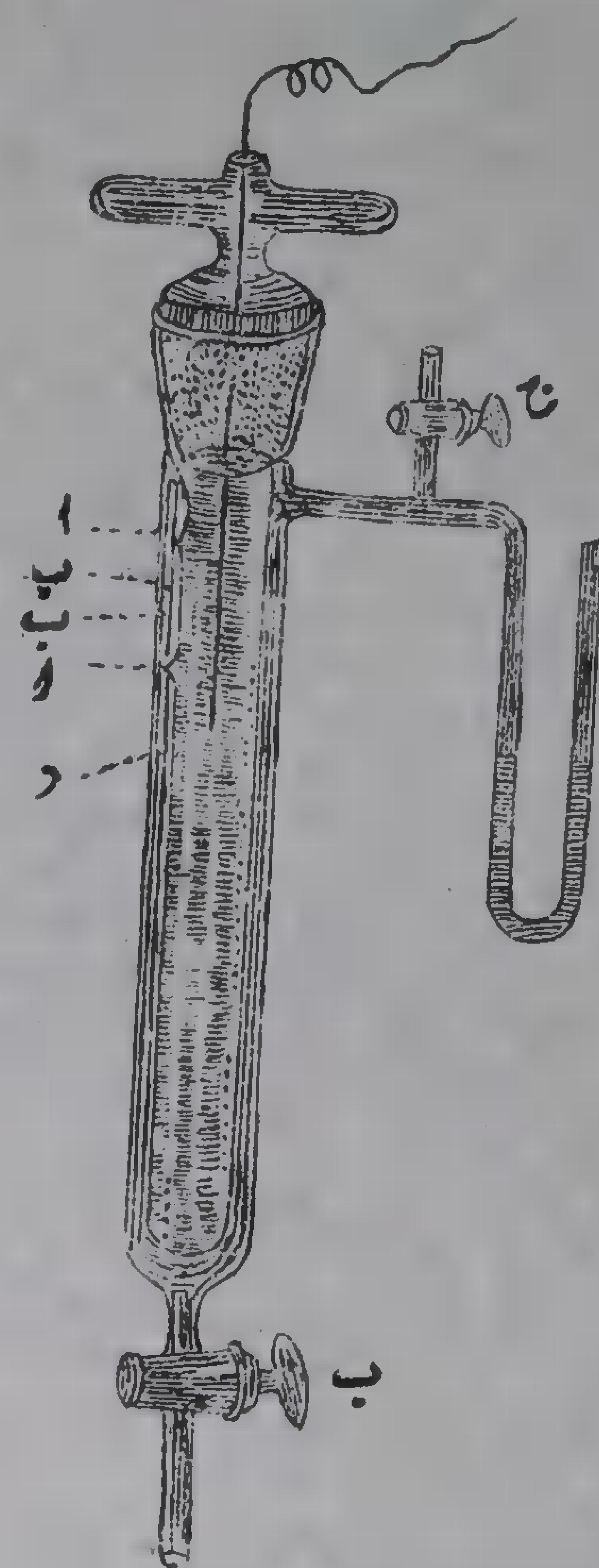
[1] Soret

[2] Turpentine

پیدا ہوتا ہے۔

یہ واقعہ شکل ۱۱ کے آلہ سے ثابت کیا جا سکتا ہے۔

یہ آلہ جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے ایک ایسی نلی پر مشتمل ہے جس میں طولانی مجوف ڈاٹ لگا دی گئی ہے۔ یہ ڈاٹ تقریباً نلی کے پیندے تک پہنچ جاتی ہے۔ آکسیجن اِس ڈاٹ اور بیرونی نلی کی درمیانی فضاء میں رہتی ہے۔ اور تارپین پتلے سے شیشہ کی سربمہر شعری نلی د میں رکھی جاتی ہے جس کو سنبھالنے کے لئے ڈاٹ اور بیرونی نلی پر چھوٹے چھوٹے دندانے ا اور ب بنا دئے ہوتے ہیں۔ تجربہ کے دوران میں آلہ پگھلتے ہوئے یخ میں رکھ دیا جاتا ہے کہ تپش مستقل رہے۔



شکل ۱۱

املی چکر کا ایک تار پگھلتے ہوئے یخ کے پانی میں ڈبو دیا جاتا ہے اور دوسرا تار ڈاٹ کے جوف میں رکھے ہوئے ہلکائے ترشے میں رہتا ہے۔ جب برقی موجیں گزاری جاتی ہیں تو آکسیجن کا کچھ حصہ اوزون (Ozone) کی شکل اختیار کر لیتا ہے جس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ حجم میں کمی پیدا ہو جاتی ہے۔ اِس کمی کا اندازہ اُس پیمانہ سے ہو سکتا ہے جس کا انتظام نلی کے ساتھ کر دیا گیا ہے۔

جب حجم میں کافی کمی ہو جاتی ہے تو برقی مَوجوں کو روک دیا جاتا ہے۔ اور ڈاٹ اِس طرح ذرا سی پھرا دی جاتی ہے کہ تارپین والی نلی ٹوٹ جائے اور تارپین باہر نکل آئے۔ تارپین اوزون کو جذب کر لیتی ہے۔ اور اوزون (Ozone) کے جذب ہو جانے سے گیس کے حجم میں مزید کمی پیدا ہوتی ہے۔

اگر آلہ صحیح حالت میں ہو اور تجربہ میں پُوری احتیاط ملحوظ رہے تو اِس تجربہ سے یہ نتیجہ مترتب ہوتا ہے کہ حجم کی یہ دُوسری کمی پہلی کمی سے دو چند ہے۔ اس بناء پر ہم یوں قیاس کر سکتے ہیں کہ اوزون کی پیدائش کے لئے دو حجم آکسیجن ایک حجم آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے یعنی آووگیڈرو[1] کے دعوے کے رُو سے آکسیجن کا ایک سالمہ آکسیجن کے آدھے سالمہ کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے۔ اِس لئے اوزون کی سالمی ترکیب O_3 سے تعبیر ہوئی چاہیئے۔

۴- اگر O_3 اوزون کے ضابطہ کی صحیح تعبیر ہے تو ضروری ہے کہ آکسیجن کی کثافت ۱۶ کے مقابلہ میں اوزون (Ozone) کی کثافت ۲۴ ہو۔ اور پھر گیسی انتشار کے کُلیہ کے بموجب اوزون کا انتشار بھی اِسی نسبت سے کم ہونا چاہیئے۔ سوریٹ[2] اپنی تحقیقات سے اِس نتیجہ پر پہنچا ہے کہ واقعہ یہی ہے۔ اور اُس کے تجربوں نے ثابت کر دیا ہے کہ اوزون کی کثافت کو ۲۴ ہی کا عدد تعبیر کرتا ہے۔ پھر اِس پہلو سے بھی ظاہر ہے کہ اوزون کا وزنِ سالمہ ۴۸ اور اِس کا سالمی ضابطہ O_3 ہونا چاہیئے۔

---

[1] Avogadro

[2] Soret

تیسری فصل

ہائیڈروجن

HYDROGEN

ہائیڈروجن یوں تو سولہویں صدی ہی میں پیراسلسس[1] کے اکتشاف میں آگئی تھی۔ لیکن وہ اِس کی ماہیت سے واقف نہ ہو سکا۔ اور اِس گیس کو دیگر احتراق پذیر گیسوں پر محمول کر کے رہ گیا۔ اِس خلطِ مبحث کا نتیجہ یہ ہوا کہ ہائیڈروجن کی تشخیص اٹھارہویں صدی تک ملتوی رہی۔ چنانچہ ۱۷۶۶ء میں کیونڈش[2] نے یہ مرحلہ طے کیا اور اُس کے ہاتھ پر ہائیڈروجن کی اِنفرادی شخصیت متحقق ہوئی۔ پھر اِس سے چند سال بعد یعنی ۱۷۸۱ء میں کیونڈش نے یہ بھی ثابت کیا کہ جب ہائیڈروجن جلتی ہے تو وہ پانی پیدا کرتی ہے۔ چنانچہ اُس نے اِس مایع کی اچھی خاصی مقدار جمع بھی کر لی۔ اِس سے قبل ۱۷۷۰ء میں لیوازے[3] نے ثابت

---

[1] Paracelsus

[2] Cavendish

[3] Lavoisier

کر چکا تھا کہ ہوا کا عامل جُزء آکسیجن ہے۔ اب اِن دو نتیجوں نے یہ بات ثابت کر دی کہ پانی کوئی بسیط چیز نہیں بلکہ مرکب ہے۔ اور اِس کا ایک جُزء وہ عنصر ہے جس کو کیونڈش نے مشخص کیا۔ بدیں اعتبار اِس نو مکشوف عنصر کا نام ہائیڈروجن[1] (Hydrogen) رکھا گیا ہے۔

وقوع :—

آزادی کی حالت میں یہ عنصر دُوسری گیسوں کے ساتھ مِلا ہؤا اُس مواد میں پایا جاتا ہے جو آتش فشاں پہاڑوں کی آتش باری کے زمانہ میں زمین کے اندر سے خارج ہوتا ہے۔ لاہوری نمک کے بعض طبقوں کے اندر بھی خالی جگہوں میں ملتا ہے۔ اور بعض شہابی پتھروں میں بھی اِس کا پتہ چلتا ہے۔ ہوا میں اِس کا صرف خفیف سا شائبہ موجود ہے جو ایک حِصّہ فی ۱۵ لاکھ سے زیادہ نہیں۔ آفتاب اور اکثر ثوابت کی قزحوں میں اِس عنصر کے مخصوص خطوط نہایت نمایاں ہیں۔

دیگر عناصر کے ساتھ ترکیب کی حالت میں ہائیڈروجن کی اچھی خاصی مقدار دُنیا میں موجود ہے۔ چنانچہ پانی میں وزناً گیارہ فی صدی ہائیڈروجن ہے۔ علاوہ بریں تمام تُرشوں کا جُزءِ اصلی بھی یہی عنصر ہے۔ کاربن کے بے شمار قدرتی اور مصنوعی مرکبات کا بھی جُزءِ ترکیبی ہے۔ اور یہ عنصر تمام حیوانی اور نباتی اجسام میں پایا جاتا ہے۔

تُرشے :—

ہائیڈروجن کی تیاری میں تُرشوں کا استعمال نہایت عام ہے۔ اِس عمومیت کو یوں سمجھنا چاہیئے کہ گویا صِرف تُرشوں ہی کے تعاملوں

---

[1] لفظ ہائیڈروجن یونانی کے الفاظ Hydor ὕδωρ, اور Gennan γέννᾶν, سے مشتق ہے۔ Hydr بمعنی پانی۔ اور Gennan کا ماخذ وُہی ہے جو ہمارے لفظ "جَننا" کا ہے۔

سے ہائیڈروجن تیار کی جاتی ہے - اِس لئے ضروری ہے کہ آگے بڑھنے سے پہلے تُرشوں کی ماہیت کا کچھ ذکر آجائے تاکہ استعمال کے ساتھ ساتھ فہم و ادراک کو بھی نمائش کا موقع ملتا رہے - وہ تُرشے جو ہائیڈروجن کی تیاری میں عمومیت سے استعمال میں آتے ہیں حسب ذیل ہیں :-

ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ HCl آبی
سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ H_2SO_4 آبی
نائیٹرک (Nitric) تُرشہ HNO_3 آبی
ایسیٹک (Acetic) تُرشہ $CH_3.COOH$ آبی

معمولاً جس شکل میں یہ تُرشے کام میں لائے جاتے ہیں وہ یہ ہے کہ اِن میں پانی مِلا ہوتا ہے جس کا سالمی تناسب کوئی معین تناسب نہیں - اِس لئے پانی کی متغیر مقدار کی شمولیت کو لفظ "آبی" سے تعبیر کیا جاتا ہے -

ہائیڈروکلورک تُرشہ (HCl آبی) گیس ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) کا محلول ہے - دارالتجربہ میں جو تُرشہ "خالص مُرتکز ہائیڈروکلورک تُرشہ" کے نام سے استعمال کیا جاتا ہے اُس میں گیس مذکور صرف اِس قدر ہوتی ہے جتنی کہ پانی کی موجودہ مقدار اپنے وجود میں حل کرسکتی ہے - اور عموماً یہ مقدار وزناً ۳۹ فی صدی سے زیادہ نہیں ہوتی - جب اِس محلول کو گرم کیا جاتا ہے تو اِس میں سے کچھ HCl گیس خارج ہو جاتی ہے - اور اُبال کے ساتھ خارج ہوتی ہے - لیکن اِس اُبال کو کیمیائی تعامل کی علامت نہ سمجھنا چاہیئے -

"تجارتی ہائیڈروکلورک تُرشہ" کمتر مُرتکز ہوتا ہے - اور اِس میں لوث بھی ہوتے ہیں -

"مُرتکز سلفیورک تُرشہ" تیل کے سے قوام کا مائع ہے - اِس میں پانی کے صرف شائبے موجود ہوتے ہیں جو عملی طور پر نظر انداز

کئے جا سکتے ہیں۔

"تجارتی سلفیورک تُرشہ" میں دیگر لَوثوں کے علاوہ ۶ تا ۷ فی صدی پانی بھی موجود ہوتا ہے۔

"خالص مُرتکز نائیٹرک تُرشہ" ۷۰ فی صدی مایع نائیٹرک تُرشہ (HNO_3) پر مشتمل ہوتا ہے اور "تجارتی" تُرشہ ۵۲ تا ۶۲ فی صدی پر۔ اِس میں لَوثوں کی مقدار مقابلۃً کم ہوتی ہے۔

"ایسیٹِک (Acetic) تُرشہ" مایع ایسیٹِک تُرشہ $CH_3.COOH$ کا آبی محلول ہے۔

تمام "ہلکائے" تُرشوں میں ۹۰ تا ۹۵ فی صدی پانی ہوتا ہے۔ یہ پانی اصولاً تعامل میں کوئی حِصّہ نہیں لیتا۔ اِس لئے کیمیائی مساواتوں میں وہ نظر انداز کر دیا جاتا ہے۔

"تُرشہ" کی اصطلاح کا اطلاق مرکبات کی ایک خاص جماعت کے ارکان پر ہوتا ہے۔ اِن مرکبات میں بعض ایسے معیّن خصائص پائے جاتے ہیں جو اِسی جماعت سے مختص ہیں۔ تمام تُرشوں کا اصلی مُجز ہائیڈروجن ہے۔ اور یہی تمام تُرشوں کی اصلِ اصول ہے۔ تُرشے اگر پانی سے پاک ہوں تو برق کو ایصال نہیں کرتے۔ اِن کے آبی محلولوں کا مزہ تُرش ہوتا ہے اور وہ لِٹمس کے رنگ کو نیلے سے بدل کر سُرخ کر دیتے ہیں۔ تُرشے جب پانی میں حل ہو جاتے ہیں تو اُن سے دو اَور خاصیتوں کا بھی اظہار ہوتا ہے جو خصوصیت سے قابلِ ذکر ہیں۔ یعنی وہ :—

۱- بَرقی رَو کو ایصال کرتے ہیں۔ اور برقی رَو کے اثر سے خود تحلیل ہوتے ہیں۔

۲- اِن کی ہائیڈروجن (یا اگر ایسیٹِک تُرشہ پیشِ نظر ہو تو یوں کہو کہ ہائیڈروجن کے ایک اِکائی وزن) کو بعض دھاتیں خارج کر دیتی ہیں اور خود اِس کی جگہ لے لیتی ہیں۔

جب ہم ترشوں کے کیمیائی سلوک سے بحث کرتے ہیں تو اُس مادہ کی جو ترشوں کی ذات میں، ترشئی خواص پیدا کرنے والی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے منفی اصلیہ کہتے ہیں۔ چنانچہ مذکورہ بالا ترشوں میں علی الترتیب Cl، SO_4، NO_3 اور $CH_3.COO$، منفی اصلیے ہیں۔ ان میں سب سے پہلا یعنی Cl مفرد اصلیہ ہے اور باقی سب مرکب اصلیے ہیں۔ بہت سے تعاملوں میں پیچیدہ اصلیے کیمیائی امتزاج کی ایک حالت سے دوسری حالت کی طرف اکائیوں کے طور پر حرکت کرتے ہیں۔

ہائیڈروجن کی تیاری

ہائیڈروجن آزادی کی حالت میں عام نہیں ملتی۔ اور جب ملتی بھی ہے تو وہ غیر مخلوط نہیں ہوتی۔ اس لئے اگر اس کا کافی ذخیرہ بہم پہنچانا ہو تو ضروری ہے کہ مرکبات کے وجود سے حاصل کی جائے۔ اس مطلب کے لئے جیسا کہ آکسیجن کے ضمن میں بیان ہو چکا ہے ہم دو رستے اختیار کر سکتے ہیں:—

(ا) توانائی کے صرف سے مرکب کے اجزار ایک دوسرے سے بزور جدا کر دیئے جائیں۔ اور توانائی عموماً حرارت یا برق کی شکل میں بہم پہنچائی جاتی ہے۔

(ب) جزوِ مطلوب کو جدا کرنے کے لئے مرکب کے دیگر اجزار کے سامنے کوئی ایسی چیز پیش کی جائے جس کے ساتھ وہ ترکیب کھا سکتے ہوں۔

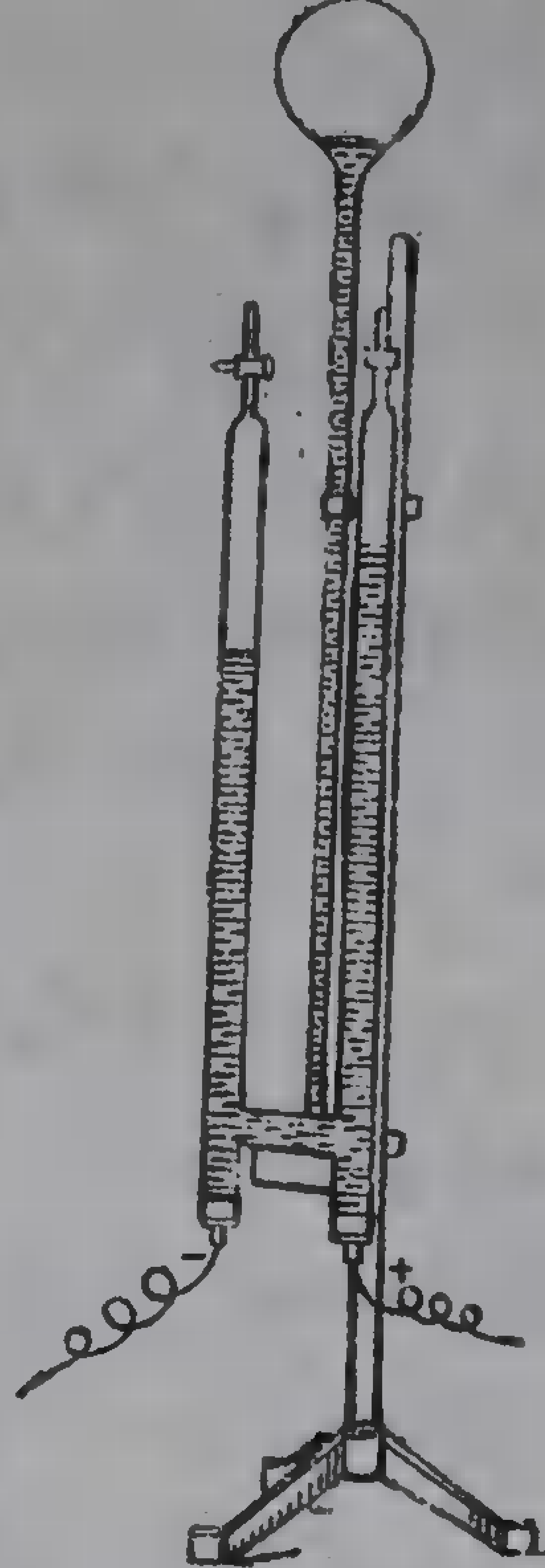
ہائیڈروجن کی تیاری برق پاشیدگی سے

پہلی تدبیر کو بروے کار لانے کے لئے یہاں برق بہترین چیز ہے۔

اور اِس مقام پر ہائیڈروجن کی تیاری میں ہم اِسی سے کام لینگے۔
ہائیڈروجن کے وہ مرکبات جو عام ہیں، مثلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) اور پانی، وہ حرارت کے عمل سے بآسانی تحلیل نہیں ہوتے۔ اور اکثر حالتوں میں تو بہتر سے بہتر نتیجہ یہی ہوتا ہے کہ گیسوں کا آمیزہ حاصل ہو جاتا ہے۔ پھر اِن گیسوں کو ایک دُوسری سے جُدا کرنے میں جو اشکال پیش آتا ہے اُس کا مقابلہ کرنا پڑتا ہے۔ اِس لئے ہائیڈروجن کی تیاری میں توانائی کی اِس شکل کا استعمال بکار آمد نہیں۔ برق کے استعمال میں ایک فائدہ یہ بھی ہے کہ اِس سے مرکب کا صِرف تجزیہ ہی نہیں ہوتا بلکہ مرکب کے مثبت اور منفی اجزار الگ الگ مقامات پر آزاد ہوتے ہیں۔ اور یہ ایسا فائدہ ہے کہ صِرف برق ہی کے استعمال سے مترتب ہو سکتا ہے۔
جب کوئی ترُشہ پانی میں حل کر دیا جاتا ہے اور اِس محلول میں برقی مورچہ کے تار داخل کئے جاتے ہیں تو منفی تار (یعنی کیتھوڈ (Cathode)) پر ہائیڈروجن کے بُلبلے پیدا ہوتے ہیں اور محلول کی سطح کی طرف اُٹھنے لگتے ہیں۔ باقی اجزار کو، جو کچھ کہ وہ ہوں، مثبت تار (یعنی اَینوڈ (Anode)) کی طرف کشش ہوتی ہے اور وہاں جاکر وہ کسی نہ کسی شکل میں آزاد ہو جاتے ہیں۔ اِسی بنار پر ترُشئی اصلیوں کو منفی اصلیے کہا جاتا ہے۔
اِس قاعدہ سے ہائیڈروجن حاصل کرنے کے لئے ھافمن[له] نے ایک نہایت مفید آلہ (شکل ۱۲) اختراع کیا ہے جو اِسی کے نام کی مناسبت سے ھافمن کا کیمیائی برق پیما کہلاتا ہے۔ اِس میں ترُشہ کا آبی محلول بھر دیا جاتا ہے۔ ہائیڈروجن بائیں ہاتھ کی نلی میں جمع ہوتی ہے۔ اور دُوسری چیزیں جو پیدا ہوتی ہیں وہ اگر

[له] Hofmann

گیسی ہوں تو دائیں ہاتھ کی نلی میں جمع ہوتی جاتی ہیں۔ گیسوں کے اجتماع سے محلول اپنی جگہ سے ہٹ کر تیسری نلی کے جوف میں جمع ہوتا جاتا ہے۔



شکل ۱۲

برقی رَو ایک تار کے رستے آتی ہے اور اُفقی نلی میں سے ہوتی ہوئی دُوسرے تار کے رستے مورچہ کی طرف چلی جاتی ہے۔ جب تمام تُرشہ تحلیل ہو جائے تو ہائیڈروجن کی پیدائش اصولاً موقوف ہو جانی چاہیئے اور چونکہ پانی بذاتِ خود برقی رَو کے لئے تقریباً کامل غیر مُوصل ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ اِس موقع پر آکر برقی رَو کا "بہاؤ" بھی رُک جائے۔ اگر واقعہ اِس کے برعکس ہو تو برقی رَو کے "بہاؤ" کو اُن مُوصل چیزوں کی پیدائش کا نتیجہ سمجھنا چاہیئے جو بعض حالتوں میں اینوڈ (Anode) پر، پانی اور آزاد شدہ اصلیہ کے تعامل سے پیدا ہو جاتی ہیں۔

جب ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ استعمال کیا جاتا ہے تو:-

$HCl \rightarrow H$ (منفی تار پر) $+ Cl$ (مثبت تار پر)

کلورین جو حل پذیر گیس ہے مثبت تار کے قُرب و جوار کے پانی میں حل ہوتی جاتی ہے۔

اور جب سلفیورک تُرشہ سے کام لیا جاتا ہے تو تعامل حسبِ ذیل ہوتا ہے:-

$H_2SO_4 \rightarrow 2H$ (منفی تار پر) $+ SO_4$ (مثبت تار پر)

SO_4 مثبت تلد پر پہنچ کر اپنی برقی حالت کے اعتبار سے اعتدال پر آجاتا ہے اور پھر پانی کے ساتھ تعامل کرتا ہے :-

$$SO_4 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + O.$$

اِس لئے اِس مقام پر آکسیجن آزاد ہوتی ہے۔ اور دوبارہ پیدا ہو جانے والی چیز سلفیورک (Sulphuric) ترشہ ہے۔ اِس بناء پر آخری نتائج یہ ہیں کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کو آزادی حاصل ہوتی ہے۔ اور یہ دوبارہ پیدا شدہ سلفیورک ترشہ اینوڈ (Anode) کے اِرد گرد جمع ہوتا جاتا ہے۔

جب کوئی مرکب برقی توانائی کے استعمال سے تحلیل کیا جاتا ہے تو اِس واقعہ کو برق پاشیدگی کہتے ہیں۔

یہاں یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ ترشے اور پانی اپنی اپنی ذات میں برقی رَو کے لئے غیر موصل ہیں۔ اور ترشہ اور پانی کا آمیزہ اُس کے لئے موصل بن جاتا ہے۔ اِس کے علاوہ ایصال کے دَوران میں ترشہ تحلیل بھی ہوتا جاتا ہے۔ اِس اعتبار سے یہ واقعہ نہایت معنی خیز ہے۔ چنانچہ اِس سے ہم بخوبی سمجھ سکتے ہیں کہ حل کا فعل، مادہ کی اجتماعی حالت کا محض طبیعی تغیر ہی نہیں بلکہ اِس سے کچھ زیادہ بھی ہے۔ اِس امر کی مزید توضیح کے لئے آئیونائیزیشن (Ionization) کی بحث دیکھنا چاہیئے۔

مذکورۂ بالا صورت میں برقی رَو کا اثر عموماً اِس طرح بیان کیا جاتا ہے کہ برقی رَو نے پانی کو تحلیل کر دیا ہے۔ لیکن یہ بیان علمی رنگ میں صِرف اُس حد تک صحیح قرار پا سکتا ہے جس حد تک ہمارا یہ کہنا صحیح ہے کہ انسان پہاڑ اُٹھا کر لے جا سکتا ہے۔ اِس میں شک نہیں کہ اگر انسان کو کافی وقت میسّر آجائے تو وہ اپنی کوشش سے آخر کار پہاڑ کو اُس کی جگہ سے ہٹا سکتا ہے۔ برقی رَو کا بھی یہی حال ہے۔ چنانچہ خالص ترین پانی پر برقی رَو کا عمل نہایت سُست ہوتا ہے جس کی وجہ

یہ ہے کہ برقی رو کے لئے پانی کی موصلیت نہایت خفیف ہے۔ معمولی کشید کیا ہوا پانی برقی رو کو بلا شبہ اچھا خاصا ایصال کر دیتا ہے۔ لیکن اس میں یہ قابلیت ایک ترشہ کی موجودگی سے پیدا ہوتی ہے - یہ ترشہ کاربانک (Carbonic) ترشہ ہے۔ ہلکایا سلفیورک ترشہ اس اعتبار سے بہت زیادہ موثر ہے۔ چنانچہ اس کی موجودگی سے پانی کی موصلیت اس حد کو پہنچ جاتی ہے کہ کاربانک (Carbonic) ترشہ پانی کو سیر کر دینے پر بھی بمشکل اس کے ہزارویں حصہ تک پر قادر ہوتا ہے۔ اس اعتبار سے اپنے موجودہ مطلب کے لئے ہم پانی کو غیر موصل قرار دے سکتے ہیں۔ لیکن اس سے یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ خالص پانی کی موصلیت کسی حال میں بھی قابل لحاظ نہیں۔ واقعہ یہ ہے کہ یہ موصلیت خواہ کتنی ہی خفیف کیوں نہ ہو پھر بھی بعض موقعے ایسے ہیں کہ وہاں لامحالا اس کو ملحوظ رکھنا پڑتا ہے۔ مزید توضیح کے لئے آب پاشیدگی اور "کیمیائے محرکۂ برق" کی بحث دیکھو۔

جب ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ سے کام لیا جاتا ہے تو تحلیل کے بعد پانی کے تعامل سے یہ ترشہ پھر بن جاتا ہے۔ اور اس طرح اس کی مقدار میں کچھ فرق نہیں آنے پاتا۔ اس واقعہ کا نتیجہ یہ ہے کہ آخر کار صرف پانی ہی تحلیل ہوتا ہے۔ لیکن واقعات کی توضیح پانی کے ساتھ SO_4 کے تعامل کرنے سے غیر ضروری طور پر پیچیدہ ہو جاتی ہے۔ علاوہ بریں اس صورت میں جو ہائیڈروجن اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے اس کے ماخذ کے سمجھنے میں اس واقعہ سے اشکال پیدا ہو جاتا ہے کہ خود سلفیورک ترشہ کے وجود میں بھی یہ دونوں عنصر موجود ہیں۔

جب سوڈیئم فلورائیڈ (Sodium fluoride) NaF کا آبی محلول برق پاشیدہ کیا جاتا ہے تو اس صورت میں حل شدہ چیز کی اپنی ذات میں نہ ہائیڈروجن کا کوئی شائبہ موجود ہوتا ہے نہ آکسیجن کا علاوہ بریں اس صورت میں نہ سوڈیئم کو آزادی حاصل ہو سکتی ہے نہ فلورین (Fluorine) کو۔ کیونکہ پانی کی ہائیڈروجن اور آکسیجن کا آزاد ہو جانا ان کے مقابلہ میں زیادہ سہل ہے۔

اِس لئے واقعات کے افہام و تفہیم میں کسی طرح کا اشکال پیدا نہیں ہوتا۔ نمکِ مذکور مایع کو عمدہ موصل کر دیتا ہے۔ اور جہاں تک کسی شئے کی تحلیل کا تعلق ہے وہ خود تحلیل نہیں ہوتا اور صرف پانی ہی تحلیل ہوتا ہے۔ یہ پانی کو برقی توانائی کے عمل سے تحلیل کرنے کی ایک نہایت سیدھی سادی صورت ہے۔

ہائیڈروجن کی تیاری ہلکائے ترشوں سے بطریقِ اخراج

عناصر کے حصول کا دوسرا رستہ اختیار کر کے ہم ترشوں سے ہائیڈروجن حاصل کر سکتے ہیں۔ اِس کی بہترین صورت یہ ہے کہ ترشوں کی ترکیب میں ہائیڈروجن کی بجائے کوئی اور ایسا عنصر داخل کر دیا جائے جو ترشوں کے منفی اصلیہ کے ساتھ ترکیب کھا سکتا ہو۔

تعامل میں تیزی پیدا ہونے سے پہلے ضروری ہے کہ ترشے پانی سے ہلکا ۔ یئے جائیں۔ ترشوں میں سے ہائیڈروجن کو خارج کر کے خود اُن کی جگہ لے لینے کی قابلیت جن چیزوں میں پائی جاتی ہے وہ بعض دھاتیں ہیں۔ اِن دھاتوں میں جست، لوہا، ایلومینیئم (Aluminium)، میگنیسیئم (Magnesium) وغیرہ خصوصیت سے قابلِ ذکر ہیں۔ تعامل کے دوران میں مایع میں سے ہائیڈروجن کے بلبلے اُٹھتے ہوئے دکھائی دیتے ہیں۔ اور تعامل کے بعد جب باقی ماندہ مایع تبخیر کر دیا جاتا ہے تو خشک مرکب حاصل ہوتا ہے جس میں دھات، ترشہ کے باقی ماندہ اجزاء کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتی ہے۔ مثلاً اگر جست اور سلفیورک ترشہ استعمال کیا جائے تو زنک سلفیٹ (Zinc sulphate) بنتا ہے۔

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow 2H + ZnSO_4$$

اور اگر قلعی اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ یا ایلومینیئم (Aluminium) اور ہائیڈروکلورک ترشہ استعمال کیا جائے تو پہلی

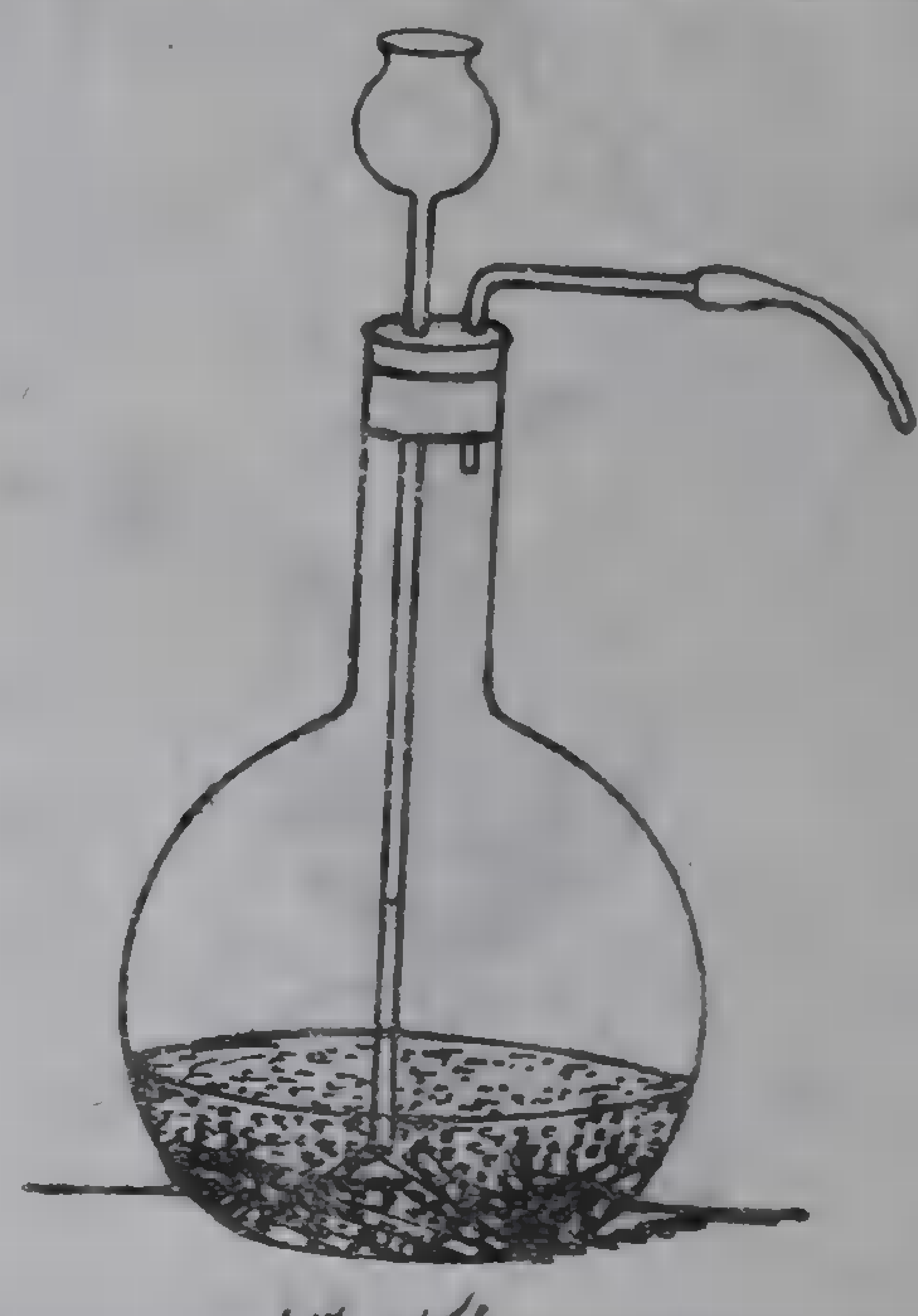
صورت میں سٹینس کلورائیڈ (Stannous chloride) اور دوسری صورت میں المونیئم کلورائیڈ (Aluminium chloride) پیدا ہوتا ہے :-

$$Sn + 2HCl \rightarrow 2H + SnCl_2$$
(Tin) (Stannous chloride)

$$Al + 3HCl \rightarrow 3H + AlCl_3$$

اِن تعاملوں میں پانی کا وجود ضروری تو ہے لیکن وہ کیمیائی تعامل میں کوئی حصہ نہیں لیتا۔ اور اُس میں کوئی تغیر بھی پیدا نہیں ہوتا۔ پانی کو یہاں یوں تصور کرنا چاہیئے کہ وہ بھی گویا آلہ کا ایک حصہ ہے۔

اِس قاعدہ میں ہر ترشہ کا استعمال کیا جا سکتا ہے۔ لیکن یہ امر قابلِ لحاظ ہے کہ بہت سے ترشوں کا عمل نہایت سُست ہے۔ اور اِس بنا پر وہ ہائیڈروجن کی تیاری میں چنداں بکار آمد نہیں۔ بہر کیف تعامل

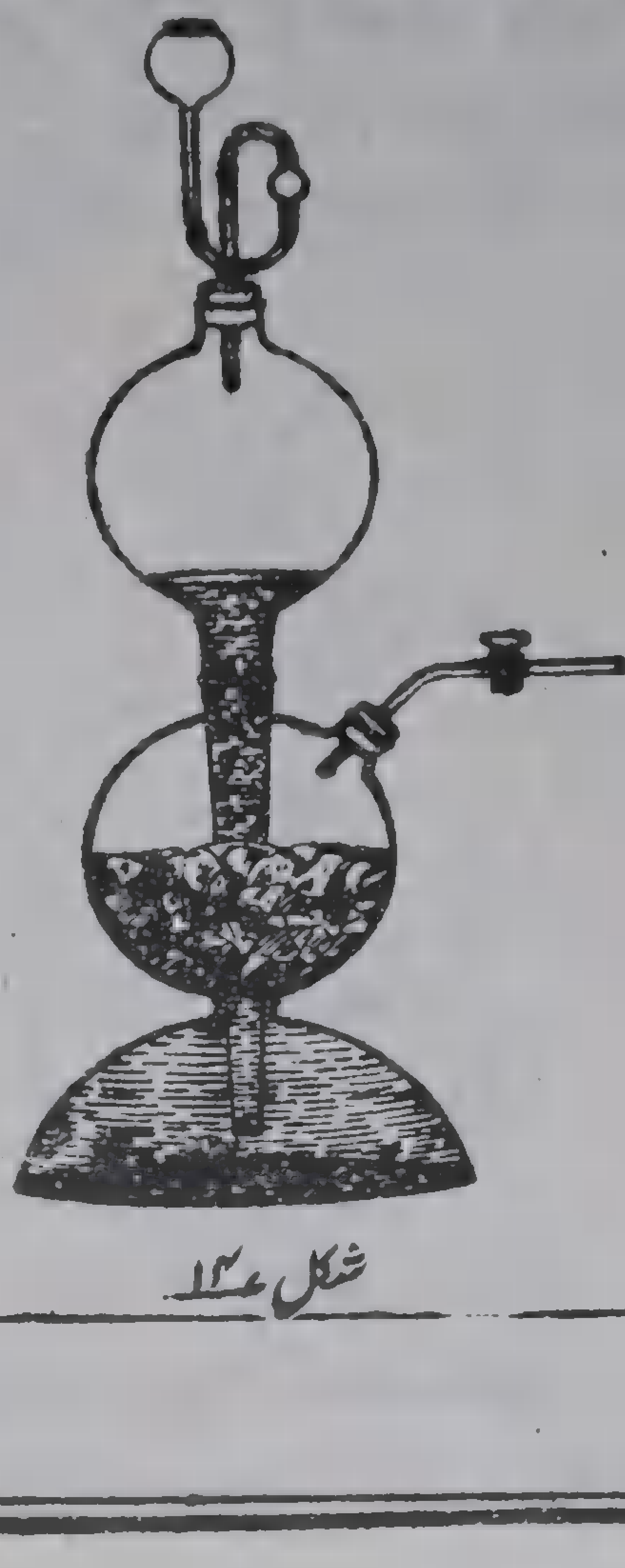


شکل ۱۳

کا انداز ہر حالت میں یہی ہے جو ہم نے بیان کر دیا ہے۔

اگر ہائیڈروجن کی تھوڑی سی مقدار درکار ہو تو اِس مطلب کے لئے شکل ۱۳ کا سا آلہ بخوبی کام دے سکتا ہے۔ اِس میں یہ رعایت بھی موجود ہے کہ اگر ترشہ کی مزید مقدار استعمال میں لانا منظور ہو تو وہ کنٹول قیفی نلی کے رستے صراحی میں ڈالی جاسکتی ہے۔ اور اِس طرح آلہ میں ہوا داخل ہونے نہیں پاتی۔

زیادہ مقدار میں ہائیڈروجن تیار کرنے کے لئے ہم کِپ[1] کا آلہ (شکل ۱۴) استعمال کر سکتے ہیں۔ اِس آلہ میں گیس کا نکاس بھی منضبط ہوسکتا ہے۔ چنانچہ نکاسی ڈاٹ کو بند کر دینے سے جب مزید گیس پیدا ہوتی ہے تو اُس کا دباؤ ترشہ کو دھکیل کر بالائی جوفہ میں پہنچا دیتا ہے۔ اِس طرح ترشہ دھات سے ہٹ جاتا ہے اور تعامل



شکل ۱۴

[1] Kipp

موقوف ہو جاتا ہے۔ پھر جب ڈاٹ کھول کر کچھ گیس نکال لی جاتی ہے تو درمیانی جوف میں دباؤ کے کم ہو جانے سے تُرشہ پھر دھات کے پاس پہنچ جاتا ہے اور تعامل شروع ہو جاتا ہے۔

وہ دھاتیں جو ہلکائے تُرشوں میں سے ہائیڈروجن کو ہٹا کر خود اُس کی جگہ لے لیتی ہیں، اور چاندی سونے اور پارے کی سی دھاتیں جو اِس طرح عمل نہیں کرتی ہیں، اِن دونوں صِنفوں کے درمیان نہایت عمدہ حدِّ فاصل قائم ہو سکتی ہے۔ تفصیل کے لئے دیکھو دھاتوں کا سلسلہ بہ اعتبار قوتِ محرکۂ برق۔

وہاں جست، کسی غیر عامل دھات مثلاً پلاٹینم (Platinum) کو چھو رہا ہو تو تُرشہ کا تعامل تیز ہو جاتا ہے۔ اور اِس لئے ہائیڈروجن بھی زیادہ تیز خارج ہوتی ہے۔ اِس طرح کی ترتیب کو کیمیا کی زبان میں جُفت کہتے ہیں۔ جُفت کی کارگزاری کی تفصیلی بحث تو اُس کے مناسب مقام پر آنی چاہیئے یہاں صِرف اِس قدر بتا دینا کافی ہے کہ جُفت کی کارگزاری اُس کی دو دھاتوں کی برقی حالتوں پر موقوف ہوتی ہے۔

تُرشہ کے ساتھ اگر پانی موجود نہ ہو تو تُرشہ یا تو عمل ہی نہیں کرتا یا اگر عمل کرتا ہے تو اُس میں اَور طرح کا کیمیائی تغیر پیدا ہوتا ہے۔ مثلاً خشک ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen Chloride) خواہ گیسی ہو یا مائع بنا لیا گیا ہو جست کے ساتھ کچھ بھی تعامل نہیں کرتا۔ اور دُوسری طرف خالص مرتکز سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کا یہ حال ہے کہ سردی کی حالت میں تو جست سے وہ تقریباً غیر متاثر رہتا ہے۔ اور جب گرم کر دیا جاتا ہے تو تُندی کے ساتھ تحلیل ہوتا ہے۔ لیکن یہ تعامل ایسا نہیں کہ ہائیڈروجن کے سادہ ہٹاؤ پر محمول کر لیا جائے۔ اِس تعامل کی اصلیت یہ ہے کہ تُرشہ کے کچھ حصّہ سے آکسیجن نکل جاتی ہے اور اِس طرح پانی اور ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen sulphide) پیدا ہوتے ہیں :—

$$4Zn + 4H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + 8H.$$

$$8H + H_2SO_4 = 4H_2O + H_2S.$$

ہائیڈروجن کی تیاری پانی سے

وہ دھاتیں جو ہلکائے ترشوں کے ساتھ تعامل کرتی ہیں وہ پانی میں سے بھی ہائیڈروجن کو ہٹا دیتی ہیں۔ اور وہ دھاتیں جو ترشوں کے ساتھ تعامل نہیں کرتی ہیں وہ پانی کے ساتھ بھی اس طرح کا سلوک کرنے کے قابل نہیں۔ بعض دھاتیں، مثلاً پوٹاسیئم (Potassium) اور سوڈیئم (Sodium) زیادہ عامل ہیں اور ہلکائے ترشوں کے ساتھ اِس تُندی سے تعامل کرتی ہیں کہ تعامل کا ضبط ناممکن ہو جاتا ہے۔ صرف اِسی قسم کی دھاتیں سرد پانی میں سے بھی ہائیڈروجن کو تیزی کے ساتھ ہٹا سکتی ہیں۔ میگنیسیئم (Magnesium) اور جست کا یہ حال ہے کہ یہ دھاتیں پانی کے ساتھ صرف ۱۰۰° م پر پہنچ کر قابلِ احساس تعامل کرتی ہیں۔ ہاں اگر پانی میں انہیں کسی اَور دھات کے ساتھ تماس میسر آجائے تو البتہ اُن کا تعامل مقابلۃً تیز ہو جاتا ہے۔ اگر یہ منظور ہو کہ لوہا، نِکل (Nickel)، جست، اور میگنیسیئم سرد پانی کے ساتھ تعامل کریں تو اِن دھاتوں کو باریک سفوف کی شکل میں استعمال کرنا چاہیئے تاکہ مؤثر سطح میں زیادہ وسعت پیدا ہو جائے۔

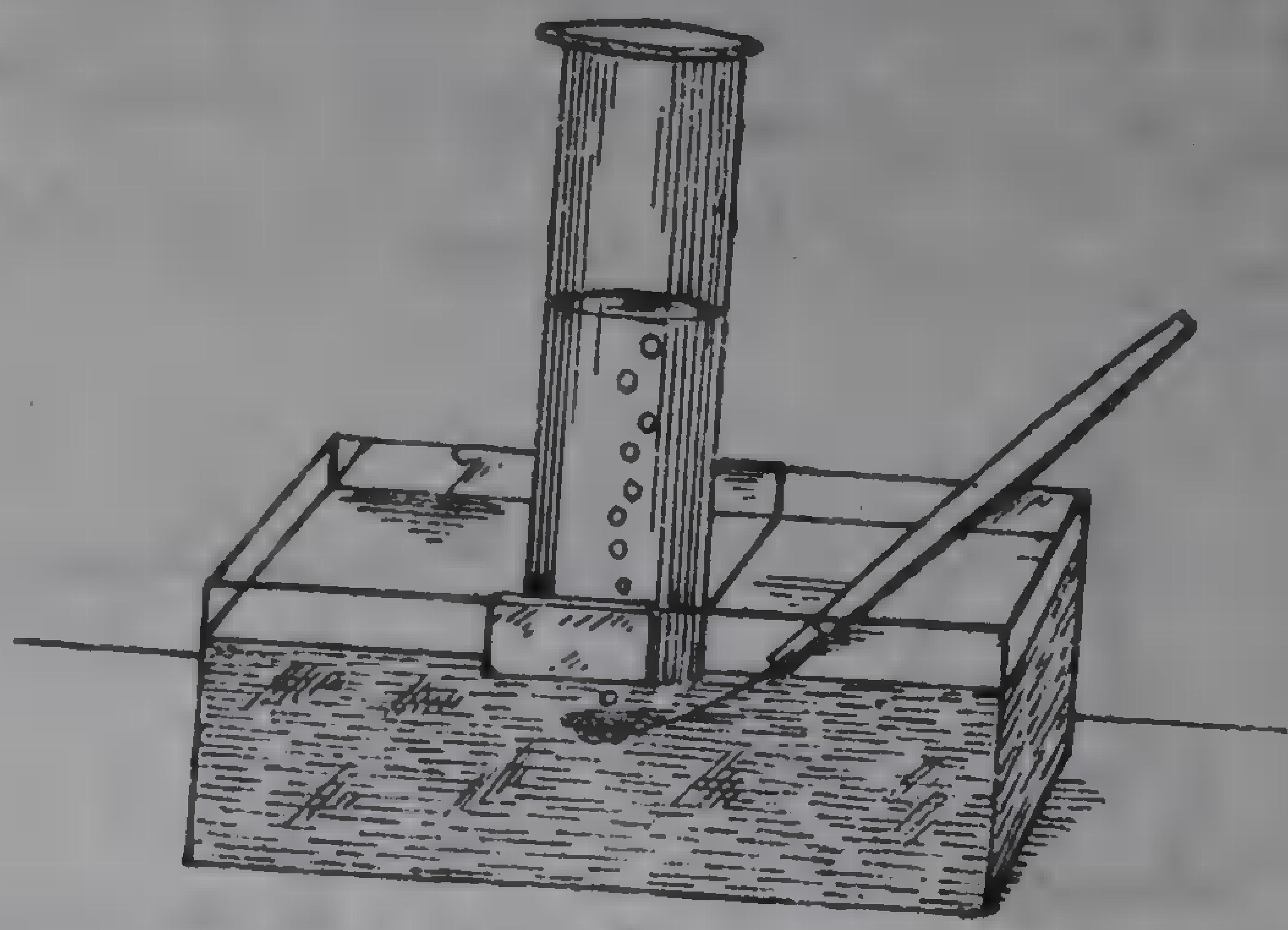
پانی سرد ہو یا جوش کھاتا ہؤا، ہر حال میں پانی کی ہائیڈروجن کُلیۃً خارج نہیں ہوتی۔ بلکہ دھات کا ہائیڈر آکسائیڈ (Hydroxide) مثلاً سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) یا میگنیسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Magnesium hydroxide)، بن جاتا ہے:—

$$Na + H_2O \rightarrow H + NaOH,$$

$$Mg + 2H_2O \rightarrow 2H + Mg(OH)_2.$$

سوڈیئم جو معمولی نمک کا بھی ایک جزء ہے اِس نوعیت کے تعامل کی توضیح کے لئے بخوبی استعمال ہو سکتا ہے۔ لیکن وہ پانی سے ہلکا ہے۔

اِس لئے اِس کو تار کی جالی میں لپیٹ کر پانی میں ڈبو دینا چاہئیے (شکل ۱۵) تاکہ گیس کا جمع کر لینا ممکن ہو جائے۔ اِس مطلب کے لئے جو پانی استعمال کیا



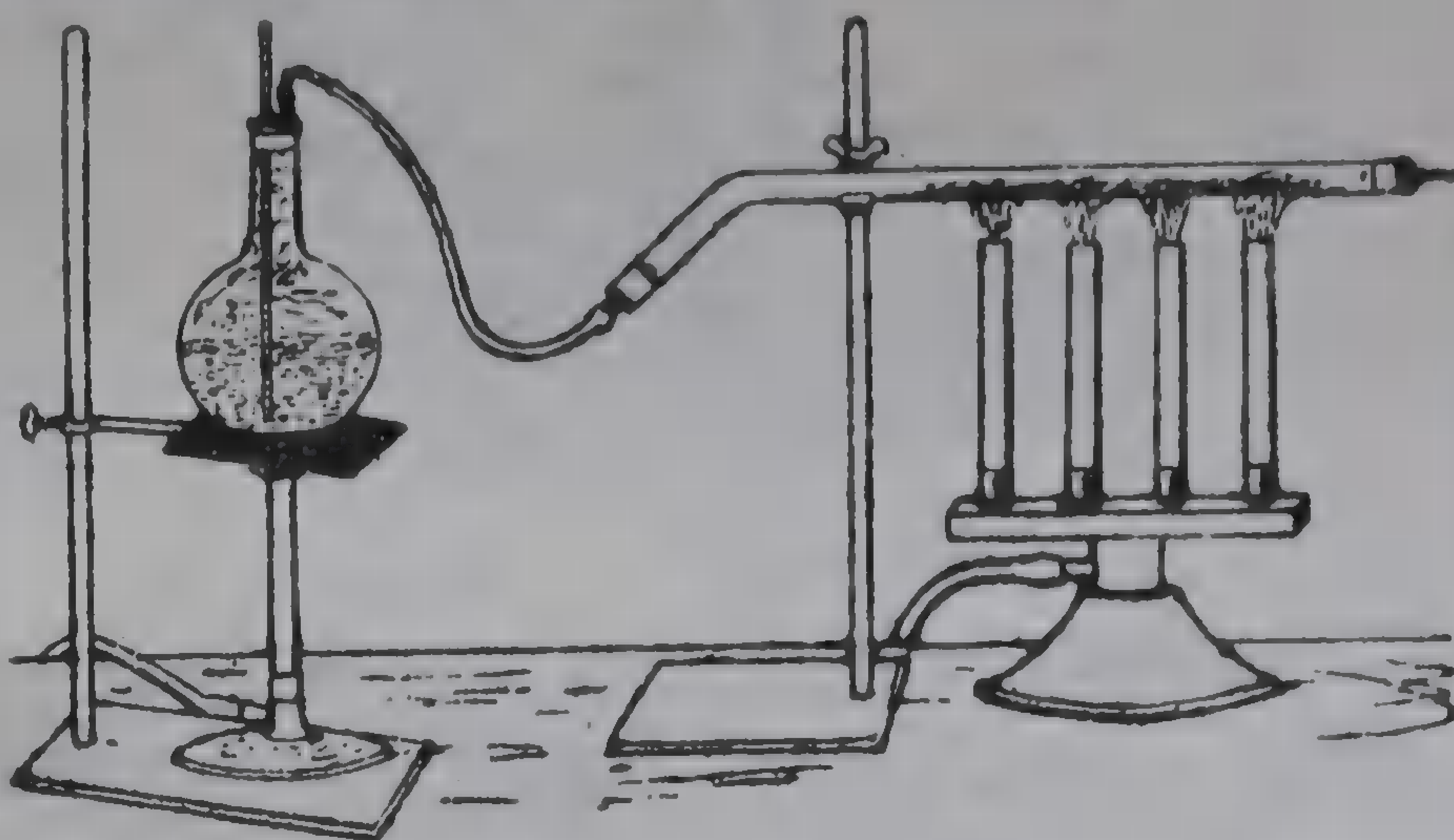
شکل ۱۵

جاتا ہے اُس کا اکثر حصہ صرف حیلی طور پر گیس کے جمع کرنے میں مدد دیتا ہے۔ اور تعامل میں صرف اُس کی چھوٹی سی کسر حصہ لیتی ہے۔ اِس تعامل سے جو محلول بن جاتا ہے اُس کو چھونے سے صابن کا سا احساس ہوتا ہے اور وہ لِٹمس کو سُرخ سے نیلا کر دیتا ہے۔ اِس محلول کا یہ فعل تُرشوں کے عمل کی عین ضد ہے۔ وہ چیزیں جن سے اِن دو اثروں کا اظہار ہوتا ہے اُن میں سے ہر ایک کو کیمیا کی زبان میں قلی کہتے ہیں۔

اِس تجربہ میں جو قلوی محلول بنتا ہے وہ حل شدہ مادّہ کے ارتکاز کے لحاظ سے بہت ہلکایا ہوتا ہے۔ اِسے تبخیر کر دیا جائے تو اِس سے سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) سفید ٹھوس کی شکل میں حاصل ہو سکتا ہے۔

سیسے اور سوڈیئم کا بھرتا جس میں ۳۵ فی صدی سوڈیئم (Sodium) ہوتا ہے۔ اور وہ بازار میں ہائیڈرون (Hydrone) کے نام سے بکتا ہے، مندرجہ بالا تعاملوں میں سوڈیئم کا نہایت عمدہ بدل ہو سکتا ہے۔

لوہے، جست، اور میگنیسیئم (Magnesium) کی سی دھاتیں جب گرم کر کے سُرخ کر دی جاتی ہیں اور پانی اُن کے ساتھ بھاپ کی شکل میں مَس کرتا ہے تو اِس صورت میں اِن دھاتوں کا تعامل تیز ہو جاتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے دھات ایک ایسی نلی (شکل ۱۶) میں رکھی جاتی ہے جس میں وہ خوب گرم کی جا سکتی ہے۔ بھاپ صُراحی میں



شکل ۱۶

پیدا ہوتی ہے اور نلی کے ایک سِرے سے داخل ہو کر دھات پر پہنچتی ہے۔ اور ہائیڈروجن نلی کے دُوسرے سِرے سے باہر نکلتی ہے۔ سُرخ حرارت پر پوٹاسیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Potassium hydroxide) اور سوڈیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے سوا باقی تمام ہائیڈرآکسائیڈز (Hydroxides) تحلیل ہو کر پانی اور دھات کے آکسائیڈ میں تقسیم ہو جاتے ہیں۔ مثلاً

$$Mg(OH)_2 \rightarrow MgO + H_2O;$$

اِس لئے یہاں لوہے، جست، وغیرہ سے صرف آکسائیڈز (Oxides) پیدا ہو سکتے ہیں۔ اور ہائیڈرآکسائیڈز (Hydroxides) کو پیدائش کا موقعہ نہیں مِل سکتا :—

$$Mg+H_2O \rightarrow MgO+2H$$

لوہا یہاں مقناطیسی آکسائیڈ Fe_3O_4 پیدا کرتا ہے۔ اس بنا پر، مساوات کو ترتیب دینے کے لئے، آکسیجن کا چار اکائی وزن درکار ہے۔ اس لئے مساوات میں پانی کے چار اوزانِ ضابطہ آنا چاہئیں:—

$$4H_2O+3Fe \rightarrow Fe_3O_4+8H$$

ہائیڈروجن کی تیاری کے اور قاعدے

خاص خاص مطلبوں کے لئے سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے آبی محلول اور ایلومینیئم (Aluminium) کی چھیلن کو ملا کر جوش دینے سے بھی ہائیڈروجن تیار کر لی جاتی ہے۔ اس صورت میں سوڈیئم ایلومینیٹ (Sodium aluminate) پیدا ہوتا ہے:—

$$Al+NaOH+H_2O \rightarrow NaAlO_2+3H,$$

خشک سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) اور جست کے سفوف کو ملا کر گرم کرنے سے بھی ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے۔ یہاں سوڈیئم زنکیٹ (Sodium zincate) بنتا ہے:—

$$Zn+2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2+2H$$

وہ دھاتیں جو آزادی کی حالت میں ٹھنڈے پانی سے ہائیڈروجن کو ہٹا دیتی ہیں اُن کے مرکبات کے محلولوں کی برق پاشیدگی سے بھی ہائیڈروجن کا تیار کر لینا ممکن ہے۔ مثلاً جب سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) کا آبی محلول برق پاشیدہ کیا جاتا ہے تو مثبت تار پر کلورین آزاد ہوتی ہے اور منفی تار پر ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے۔ اور اِس کے ساتھ ساتھ سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) بھی بنتا ہے۔

ہٹاؤ

اِس کتاب کے دُوسرے حصہ میں ہم کیمیائی تغیر کی تین قسموں سے بحث کرینگے۔ یہاں اُن میں سے تیسری قسم کی دو صنفوں کی توضیح ہماری نگاہوں کے سامنے ہے۔ اِس قسم کے تغیرات میں مرکبات تحلیل ہوتے ہیں اور اُن کے اجزا نئے طور پر ترکیب کھاتے ہیں۔ اِس کی پہلی صِنف تو دو رُیلی تحلیل ہے جس کی ایک نہایت عمدہ مثال سوڈیم کلورائیڈ (Sodium chloride) اور سِلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کے تعامل میں ملتی ہے :—

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3.$$

اِس صِنف کے تغیرات میں دو مرکب باہم تعامل کرتے ہیں۔ اور اِس تعامل کی ماہیت یہ ہے کہ دونوں مرکب اپنے اپنے ترکیبی اصلیوں میں بٹ جاتے ہیں۔ پھر یہ اصلیے اپنے اپنے پہلے ساتھیوں کو چھوڑ کر نئے ساتھیوں کے ساتھ ترکیب کھاتے ہیں اور اِس طرح دو نئے مرکب بن جاتے ہیں۔

ہائیڈروجن کی تیاری میں جن تعاملوں سے کام لیا گیا ہے وہ صِنفِ مذکورہ کے تعاملوں سے کسی قدر مختلف ہیں۔ چنانچہ اِن میں ایک مرکب اور ایک عنصر میں تعامل ہوتا ہے۔ اِس تعامل میں مرکب اپنے اصلیوں میں تقسیم ہوتا ہے۔ اور پھر ایک مرکب اور ایک آزاد عنصر بنتا ہے :—

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2H,$$

$$Zn + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H.$$

پہلے عنصر کو ہم یوں کہتے ہیں کہ اُس نے دُوسرے عنصر کو ہٹا دیا ہے۔ اور اِس

ہٹا دینے کے مفہوم میں یہ مفہوم بھی شامل ہوتا ہے کہ پہلے عنصر نے دُوسرے عنصر کو ہٹا کر خود اُس کی جگہ لے لی ہے۔ مذکورہ بالا مثالوں میں پہلا عنصر جست اور دُوسرا عنصر ہائیڈروجن ہے۔

دوئیلی تحلیل میں برابر کا تبادلہ ہوتا ہے۔ مثلاً سوڈیم ایک اصلیہ (یعنی Cl) دے دیتا ہے۔ اور اِس کی بجائے ایک اور اصلیہ (یعنی NO_3) لے لیتا ہے۔ اور ہٹاؤ کا یہ حال ہے کہ اس میں ایک عنصر اصلیے کو حاصل کر لیتا ہے اور دُوسرا اُسے کھو دیتا ہے۔ مثلاً جست کو کچھ دینا نہیں پڑتا اور اُسے SO_4 مل جاتا ہے۔ اور دُوسری طرف ہائیڈروجن کو SO_4 کھو دینا پڑتا ہے اور اِس کے معاوضہ میں اُسے کچھ بھی حاصل نہیں ہوتا۔

اِس بات کو یاد رکھنا چاہئیے کہ اُوپر کی تقریر میں جو توضیحیں بیان ہوئی ہیں اُن میں سے پہلی توضیح میں بھی ہم یوں کہہ سکتے ہیں کہ Na جو Cl کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے تھا اُس کو Ag نے ہٹا دیا ہے۔ لیکن رواج کے رُو سے اِس اصطلاح کا اِطلاق صرف اُس حالت پر ہوتا ہے جہاں ہٹائے ہوئے عنصر کو آزادی بھی میسّر آتی ہے۔

تجارتی ہائیڈروجن کے ماخذ

تجارتی اغراض کے لئے جب ہائیڈروجن کی بڑی بڑی مقداریں تیار کرنا ہوتی ہیں تو جست کے استعمال سے لاگت بہت بڑھ جاتی ہے۔ چنانچہ یہ بات اِس واقعہ سے بخوبی سمجھ میں آ سکتی ہے کہ ۳۲ حصّہ جست صرف ۱ حصّہ ہائیڈروجن کو آزاد کرتا ہے۔ یعنی ۱ پونڈ جست کے صرف سے صرف $\frac{۱}{۲}$ اونس گیس حاصل ہوتی ہے۔ اِس بنا پر تجارتی اغراض کے لئے سستے ماخذوں کا تلاش کرنا ضروری ہے۔ مختلف مقامات اور مختلف ممالک میں اِس غرض کے لئے مختلف ماخذ اختیار کئے جاتے ہیں۔

ہائیڈروجن کی سب سے بڑی مقدار غالباً معمولی نمک یعنی

سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) NaCl کے آبی محلول کی برق پاشیدگی میں ضمنی طور پر حاصل ہوتی ہے جب کہ یہ نمک، سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium hydroxide) NaOH کی صنعت کے لئے برق پاشیدہ کیا جاتا ہے۔ یہ ہائیڈروجن جمع کرلی جاتی ہے اور بھینچ کر فولادی استوانوں میں بھرلی جاتی ہے۔

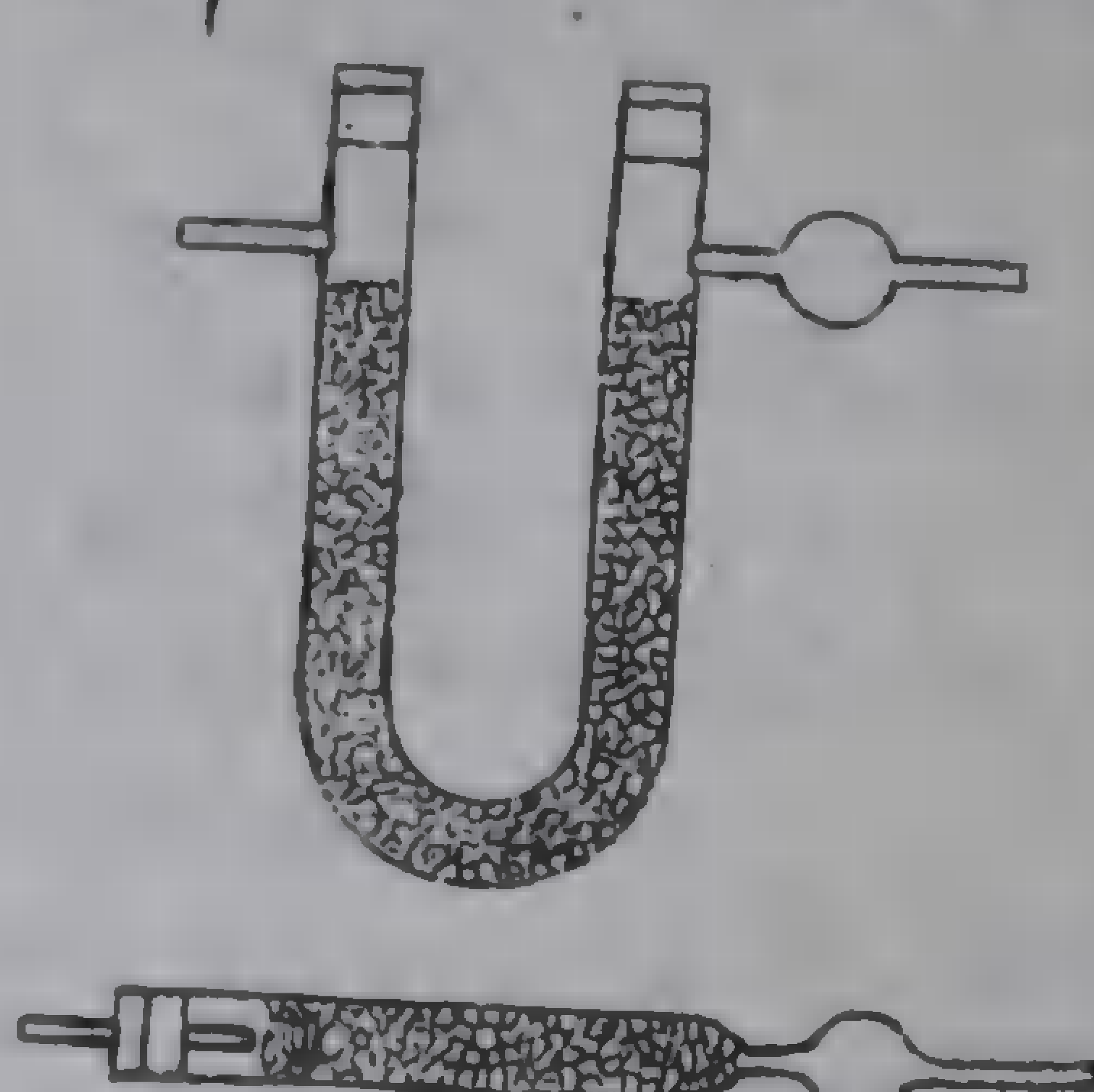
بعض حالتوں میں اِس مطلب کے لئے گرم کئے ہوئے لوہے پر بھاپ گزار کر ہائیڈروجن حاصل کرنے کا قاعدہ بھی اختیار کیا جاتا ہے۔ ایک اور تدبیر یہ ہے کہ آبی گیس، یعنی ہائیڈروجن اور کاربن مانا آکسائیڈ کے آمیزہ کو مایع بنا لیا جاتا ہے۔ ہائیڈروجن اپنے ساتھ کی دوسری گیس کے مقابلہ میں بہت جلد تبخیر ہو جاتی ہے۔ اور اِس طرح اُس سے بخوبی جُدا کی جاسکتی ہے۔ اِس کے علاوہ بعض اور قاعدوں سے بھی کام لیا جاتا ہے۔ لیکن اِس میں اور اُن دُوسرے قاعدوں میں اِس قسم کی چیزوں اور تعاملوں کی بحثیں آجاتی ہیں جو اِس مقام پر ابھی قبل از وقت ہیں۔ اِس لئے ہم یہاں اِن کو نظرانداز کر دیتے ہیں۔ اور مناسب مقامات پر اُن کا ذکر کرینگے۔

گیسوں کی تخلیص

اُوپر کی تقریروں میں ہائیڈروجن کی تیاری کے جو قاعدے بیان ہوئے ہیں اُن میں ہر ایک سے حاصل شدہ ہائیڈروجن غیر خالص ہوتی ہے۔ چنانچہ پہلے تین قاعدوں میں ہائیڈروجن کے ساتھ آبی بخار بھی بہت سے ملے ہوتے ہیں۔ علاوہ بریں اگر جست غیر خالص ہو تو دیگر لوث، مثلاً ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen sulphide) اور آرسین (Arsine) بھی اِس گیس میں رل جاتے ہیں۔ یہ چیزیں تُرشہ کے ساتھ اُن لوثوں کے تعامل کرنے سے بنتی ہیں جو جست میں موجود ہوتے ہیں۔ اِن کے علاوہ، اگر تُرشہ طیران پذیر ہو تو وہ بھی کچھ نہ کچھ

گیس میں رل جاتا ہے - جس غرض کے لئے یہ گیس مطلوب ہوتی ہے اُس کے لئے اگر خالص گیس درکار ہو تو ہمیں معلوم ہونا چاہیئے کہ گیس میں کس قسم کے کوثوں کی موجودگی کا احتمال ہو سکتا ہے - اور پھر ان کوثوں کے دفعیہ کا مناسب انتظام کر لینا چاہیئے -

گیسوں کو آبی بخارات سے پاک کرنے کے لئے کیلسیئم کلورائیڈ (Calcium chloride) یا مُرتکز سلفیورک تُرشہ استعمال کیا جاتا ہے - یہ چیزیں بہت رغبت کے ساتھ رطوبت کو جذب کر لیتی ہیں - کیلسیئم کلورائیڈ ٹکمہ دار شکل میں استعمال کیا جاتا ہے اور مستقیم یا خمیدہ نلیوں (شکل ۱۷ء)

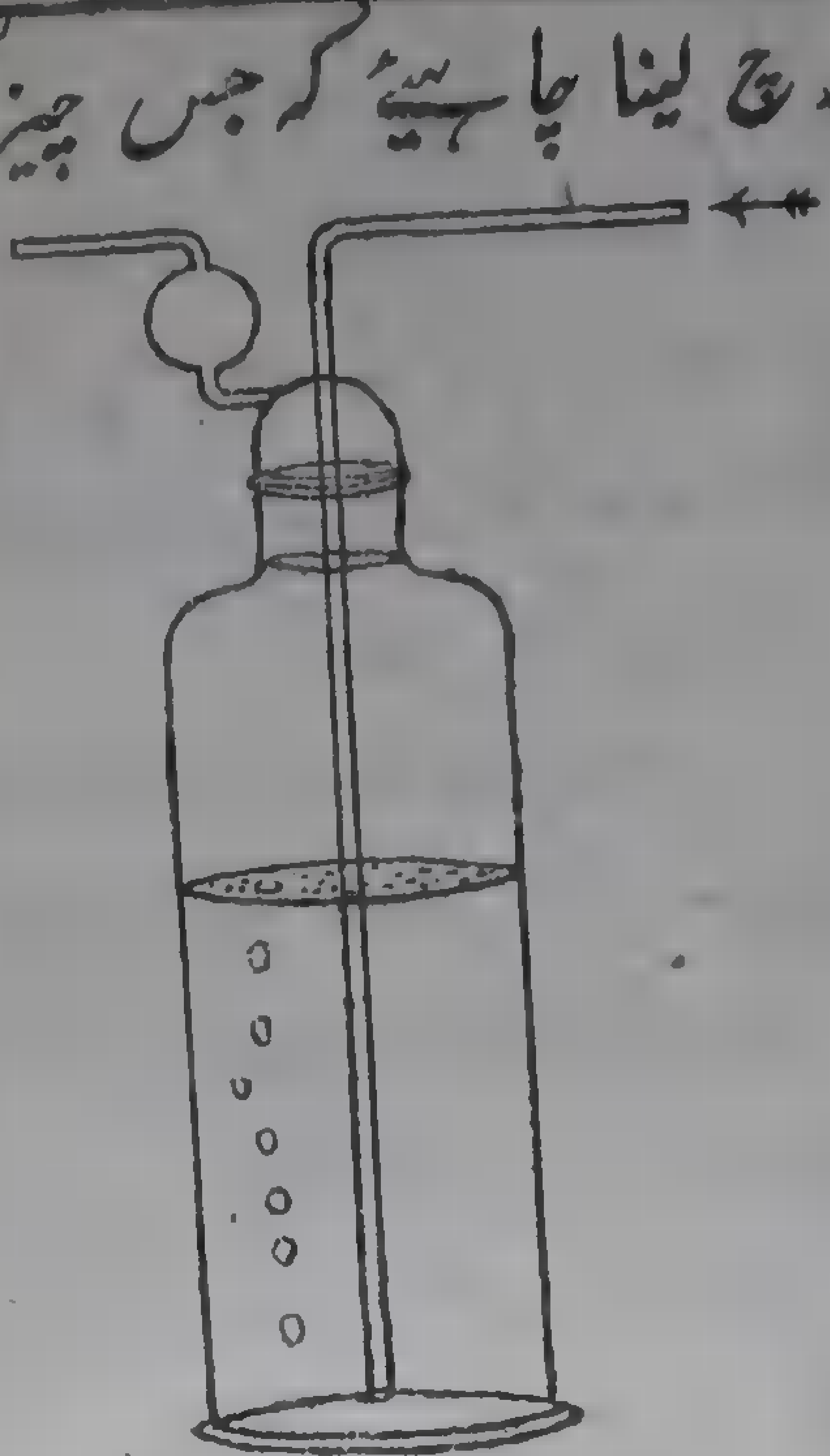


شکل ۱۷ء

میں رکھا جاتا ہے - اور سلفیورک تُرشہ کے استعمال کا طریق یہ ہے کہ اس سے جھانواں پتھر کے ٹکڑے تر کر لئے جاتے ہیں اور پھر مذکورۂ بالا نلیوں میں رکھ کر کام میں لائے جاتے ہیں - یا تُرشۂ مذکور گیسی دھون بوتل (شکل ۱۸ء) میں رکھا جاتا ہے -

حد درجہ کی کامل خشکیدگی کے لئے فاسفورک (Phosphoric) این تُرشہ سے کام لیا جا سکتا ہے - یہ مرکب اس مطلب کے لئے شیشہ کے منکوں پر یا شیشہ کی رُوئی پر چھڑک دیا جاتا ہے -

اس بات کو پہلے ہی سے سوچ لینا چاہیئے کہ جس چیز کو خشک کرنا منظور ہے اُس کے ساتھ خشکندہ عامل کچھ تعامل تو نہ کریگا۔ اگر تعامل کا احتمال ہو تو اِس عامل کو ردّ کر دینا چاہیئے اور اِس کی بجائے کسی دُوسرے سے کام لینا چاہیئے۔



شکل ۱۸

یہ بات بھی یاد رکھنے کے قابل ہے کہ گیس کو جس قدر زیادہ دیر تک خشکندہ عامل کے ساتھ تماس میسّر آتا ہے اُسی قدر گیس کی خشکیدگی زیادہ کامل ہو جاتی ہے۔ لیکن اِس کے علاوہ ہر خشکندہ عامل کی اپنی اپنی خشکندگانہ قابلیت بھی قابلِ لحاظ ہے۔ ہر حال میں گیس کی رَو خشکندہ عامل پر سے آہستہ آہستہ گزرنی چاہیئے۔

تازہ تیار کی ہوئی گیسوں کے ساتھ ساتھ مایع اور ٹھوس مادّہ کے ذرّات بھی رَو میں چلے جاتے ہیں۔ اِن کے لئے ممکن ہے کہ وہ گیس کے ساتھ ساتھ 'سلفیورک (Sulphuric) ترشہ میں سے نکل جائیں اور سلفیورک ترشہ اُن پر کچھ عمل نہ کرے۔ اِس قسم کے ذرّات کو روکنے کے لئے نلی کے کسی حصّہ میں معمولی رُوئی' یا شیشہ کی رُوئی' کا پھندا لگا دینا چاہیئے۔

ہائیڈروجن کے طبیعی خواص

اِن میں سے بعض، فہرست کی شکل میں درج کئے جا سکتے ہیں :—

بے رنگ
بے مزہ
بے بُو
کثافت (ہوا=۱)، ۰٫۰۶۹۵
کثافت (=۱)، ۱
ا لیتر کا وزن، ۰٫۰۸۹۸۷ گرام
تپشِ فاصل، تقریباً -۲۳۴°
نوعی حرارت (گیس)، ۳٫۴
نقطۂ جوش، -۲۵۲٫۵°
نقطۂ اماعت (۵۸ ممر)، -۲۶۰°
قابلیتِ حل پانی میں، ۱۴° پر ۱۰۰ میں ۱٫۹ حجم

ہوا اِس گیس سے ۱۴٫۵ گنا بھاری ہے - اِس لئے یہ گیس برتن میں ہوا کے رنجوار ہٹاؤ سے بھری جاسکتی ہے - اور اِسی بنا پر غباروں میں استعمال کی جاتی ہے - ہوا سے بھری ہوئی میتری صراحی کا دھڑا کر لیا جائے اور پھر اِس صراحی میں ہوا کی بجائے ہائیڈروجن بھر لی جائے تو دھڑے کو قائم رکھنے کے لئے صراحی والے پلڑے میں ۱٫۲ گرام وزن ڈالنا پڑتا ہے - اس کی نوعی حرارت، آکسیجن کی نوعی حرارت (۰٫۲) سے تقریباً ۱۷ گنا ہے - اِس کی موصلیتِ حرارت باقی گیسوں سے زیادہ ہے - اِس لئے وہ تار جو ہوا میں کسی برقی رَو سے گرم ہو کر تاباں ہو جاتا ہے ہائیڈروجن میں اُس کو وُہی برقی رَو سُرخ حرارت پر رکھنے کے لئے بھی کفایت نہیں کرتی -

ہائیڈروجن کو قابلِ لحاظ مقدار میں سب سے پہلے ڈیوار[1] نے ۱۸۹۸ء میں مایع بنایا - یہ مایع بے رنگ ہے - جب اِس کو

[1] Dewar

گھٹے ہوئے دباؤ کے ماتحت تیز تیز تبخیر ہوتی ہے تو وہ جم کر بے رنگ ٹھوس بن جاتا ہے۔ مائع ہائیڈروجن میں رکھے ہوئے برتن کے اندر ہیلیئم (Helium) کے سوا باقی تمام گیسیں ٹھوس ہو جاتی ہیں۔

ہائیڈروجن بہت سی دھاتوں میں جذب ہو جاتی ہے۔ اور بیشتر محض حیلی طور پر جذب ہوتی ہے۔ چنانچہ گرم کیا ہوا لوہا حجماً اپنے سے ۱۹ گنا ہائیڈروجن کو جذب کر لیتا ہے۔ اِن ہی حالات کے ماتحت سونا ۴۶ گنا، پلاٹینم (Platinum) باریک سفوف کی شکل میں ۵۰ گنا، اور پیلیڈیئم (Palladium) ۵۰۲ گنا ہائیڈروجن کو جذب کرتا ہے۔ اور چاندی کچھ بھی جذب نہیں کرتی۔ مناسب حالات کے ماتحت پیلیڈیئم (Palladium) میں ہائیڈروجن حجماً زیادہ سے زیادہ ۸۷۳ گنا جذب ہوتی ہے۔ پیلیڈیئم (Palladium) کے بارے میں یہ امر ابھی فیصلہ طلب ہے کہ آیا ہائیڈروجن کا کچھ حصّہ ترکیب بھی کھاتا ہے یا اِس واقعہ کو سراسر حیلی جذب پر ہی محمول کرنا چاہیئے۔

ہائیڈروجن کے کیمیائی خواص

ہوا میں اور خالص آکسیجن میں ہائیڈروجن احتراق پذیر ہے۔ اور جب جلتی ہے تو اِس سے نیلا سا تقریباً غیر مرئی شعلہ پیدا ہوتا ہے۔ اِس احتراق کے دوران میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تعامل سے بھاپ بنتی ہے۔ اور اگر شعلہ پر ٹھنڈا برتن رکھ دیا جائے تو یہ بھاپ بستگی میں آکر آبی قطروں کی شکل اختیار کر لیتی ہے۔ ہائیڈروجن کا شعلہ روشنی تو بہت تھوڑی دیتا ہے لیکن اُس کی تپش بہت ہی بلند ہوتی ہے۔ چنانچہ اِس میں پلاٹینم (Platinum) بہ آسانی پگھل جاتا ہے۔ شعلہ اگر بند فضاء میں ہو تو اِس کی تپش °۲۵۰۰ سے بھی بڑھ جاتی ہے۔ جب

ہائیڈروجن اور آکسیجن کو مناسب مشعل میں ملا کر جلایا جاتا ہے۔ اور شعلہ میں اَنبجھے چُونے کا ٹکڑا رکھا جاتا ہے تو اِس ٹکڑے کے جس حصّہ سے شعلہ مَس کرتا ہے وہ حصّہ "سفید گرم" ہو جاتا ہے۔ اِس نتیجہ کو کیلسیئم کی روشنی یا چُونے کی روشنی کہتے ہیں۔

جب ہائیڈروجن اور آکسیجن، شیشہ کے برتن میں، مِلا کر رکھ دی جاتی ہیں تو معمولی تپشوں پر اِن کا تعامل نہایت سُست رہتا ہے۔ حتّٰی کہ پانچ سال کے عرصہ میں بھی اِن میں کوئی قابلِ احساس کیمیائی امتزاج نہیں ہوتا۔ ہاں اگر اِس آمیزہ کو سر بمہر برتن میں بند کر کے ۳۰۰° م پر رکھا جائے تو اِس صورت میں البتہ کئی روز کے بعد خفیف سا امتزاج محسوس ہوتا ہے۔ یعنی اِس عرصہ میں اِن گیسوں کی خفیف خفیف سی مقداریں باہم ترکیب کھا کر پانی بنا دیتی ہیں۔ ۵۱۸° م پر گھنٹوں ہی میں اِن کا تعامل مکمل ہو جاتا ہے۔ اور ۶۰۰° م پر تعامل تیزی کے ساتھ حادث ہوتا ہے۔ لیکن یہ تیزی دھماکے کی حد کو نہیں پہنچتی۔ ۷۰۰° م پر یہ گیسیں تقریباً یک بہ یک ترکیب کھا جاتی ہیں۔ اِس سے ظاہر ہے کہ آمیزہ میں اگر واقعی دھماکا پیدا کرنا مطلوب ہو تو آمیزہ کو کسی ایسے جسم سے چھُو لینا ضروری ہے جو شوخ سُرخ حرارت پر ہو۔

اِن واقعات سے اِس امر کی بھی توضیح ہوتی ہے کہ کیمیائی تغیرات کی رفتار پر تپش کا کیا اثر ہے۔ ہم اِس سے پہلے بیان کر چکے ہیں کہ تپش میں ہر ۱۰° کا انحطاط کیمیائی تعامل کی رفتار کو گھٹا کر نصف کر دیتا ہے۔ اِس بنا پر سرسری تخمین سے یہ نتیجہ مترتب ہوتا ہے کہ معمولی تپشوں پر ہائیڈروجن اور آکسیجن کا امتزاج ایک ارب سال میں بھی اِس حد کو نہیں پہنچ سکتا کہ بہ آسانی احساس میں آجائے۔ پھر تپش کے اِس اثر سے ظاہر ہے کہ سرد گیسوں میں بظاہر تعامل کا فقدان کیوں ہوتا ہے۔

آمیزۂ مذکور میں اگر نہایت باریک منقسم پلاٹینم (Platinum) رکھ دیا جائے تو گیسوں کا جو حصّہ اِس کو مَس کرتا ہے اُس کا تعامل تیز ہو جاتا ہے۔ پھر اِس حصّہ کے تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ قرب و جوار کی تپش کو اِس حد تک بڑھا دیتی ہے کہ آمیزہ میں دھماکا ہو جاتا ہے۔ یہاں پلاٹینم محض حاملانہ عمل کرتا ہے۔ اور خود غیر متاثر رہتا ہے۔ اِس کا کام صرف اِسی قدر ہے کہ سرد گیسوں میں کیمیائی امتزاج کی رفتار کو جو اِس کے بغیر اِتنی سُست ہوتی ہے کہ کسی لحاظ کے قابل نہیں رہتی، حیرت انگیز طور پر تیز کر دیتا ہے۔

ہائیڈروجن بلاواسطہ صرف تھوڑے سے عناصر کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے۔ اِن میں سے بھی آکسیجن، کلورین، فلورین (Fluorine) اور لیتھیم (Lithium) کے ساتھ تو جلد ترکیب کھا جاتی ہے اور چند اَور عناصر کے ساتھ مقابلۃً آہستہ آہستہ ترکیب کھاتی ہے۔

یہ عناصر جب پہلے ہی سے کسی دُوسری چیز کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہیں تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن اُن کے ساتھ ترکیب کھا سکتی ہے لیکن اِس طرح کہ اُس دُوسری چیز کو ہٹا دیتی ہے اور خود اُس کی جگہ لے لیتی ہے۔ اِس اعتبار سے پہلے دو عناصر یعنی آکسیجن اور کلورین کو زیادہ خصوصیت ہے۔ مثلاً جب تانبے یا لوہے کا کوئی آکسائیڈ (oxide) نلی میں رکھ کر گرم کیا جاتا ہے اور نلی میں سے ہائیڈروجن گزاری جاتی ہے تو ہائیڈروجن اِس آکسائیڈ کی آکسیجن کے

ٮ اِس کی نہایت سہولت خیز شکل اِس طرح پیدا ہو سکتی ہے کہ کلوروپلاٹینک (Chloroplatinic) تُرشہ میں آسبسطوس (Asbestos) تر کرلی جائے۔ اور پھر اِس آسبسطوس کو تیز شُعلہ میں رکھ کر گرم کیا جائے۔ اِس تدبیر سے آسبسطوس کے ریشوں پر پلاٹینم کا پتلا سا غلاف بن جاتا ہے:-

$$H_2PtCl_6 = Pt + 4Cl + 2HCl$$

ساتھ ترکیب کھا کر پانی بنا دیتی ہے۔ اور دھات آزاد ہو جاتی ہے۔ اِن تعاملوں کی مساواتیں تیار کرنے کے لئے آؤ پہلے اُن چیزوں کے ضابطے لکھ لیں جو تعامل میں حصّہ لیتی ہیں اور اُن چیزوں کے ضابطے بھی قلمبند کر لیں جو تعامل سے پیدا ہوتی ہیں۔ چنانچہ

$$CuO + H \rightarrow H_2O + Cu,$$
$$Fe_3O_4 + H \rightarrow H_2O + Fe.$$

یہ معلوم ہے کہ آکسیجن کے ہر وزنِ جوہر کے لئے H_2 درکار ہے۔ اِس علم کی بناء پر ہم مندرجۂ بالا مساواتی تحریروں کو ذیل کی شکل دے سکتے ہیں:۔

$$CuO + 2H \rightarrow H_2O + Cu, \qquad (۱)$$
$$Fe_3O_4 + 8H \rightarrow 4H_2O + Fe.$$

یہ ظاہر ہے کہ حاصل شدہ لوہے کی مقدار اُتنی ہی ہونی چاہیئے جتنی کہ ابتدا میں تھی۔ اِس لئے

$$Fe_3O_4 + 8H \rightarrow 4H_2O + 3Fe. \qquad (۲)$$

یہ تعامل اُس صنف میں شمار ہونا چاہئیں جسے ہم ھٹاؤ کہتے ہیں۔ کیمیا کی زبان میں اِس واقعہ کو ہم یوں بیان کرینگے کہ ہائیڈروجن نے دھاتی آکسائیڈ (Oxide) میں سے دھات کو ہٹا دیا ہے۔ اِسی مفہوم کے ادا کرنے کی دو صورتیں اَور بھی ہیں۔ یعنی :۔

(ا) ہائیڈروجن آکسیڈائیز (Oxidise) ہوگئی ہے۔
(ب) دھات کا آکسائیڈ (Oxide) تحویل ہوگیا ہے۔

کیمیائی تعاملوں کی توضیحات میں اصطلاح "رغبت" کا بے محل استعمال ——

اُوپر کی تقریروں میں جن تعاملوں کا ذکر آیا ہے اُن کے

ضمن میں مناسب ہوگا کہ ایک علمی غلط بیانی کی طرف بھی اشارہ کردیا جائے۔ اِس قسم کے تعامل جس کی ایک مثال لوہے کے مقناطیسی آکسائیڈ (Oxide) کی تحویل ہے اُن کے متعلق کیمیا کی عامیانہ زبان میں یہ رواج ہوگیا ہے کہ اُن کی توضیح کے لئے مندرجۂ ذیل طرزِ بیان اختیار کیا جاتا ہے :-

لوہے کی بہ نسبت، ہائیڈروجن کو آکسیجن سے زیادہ رغبت ہے۔ اِس لئے ہائیڈروجن، آکسیجن کو لوہے سے جُدا کرلیتی ہے۔

یہ بیان بظاہر بہت خوشنما معلوم ہوتا ہے۔ لیکن اِس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ وہ یہاں، اور اِسی طرح اکثر حالتوں میں، غلط اور محض غلط ہے۔ چنانچہ جہاں ہم نے ہائیڈروجن تیار کرنے کے قواعد سے بحث کی ہے وہاں بھاپ اور لوہے کے تعامل کا بھی ذکر کیا ہے۔ اور اِس تعامل کو تعبیر کرنے کے لئے مندرجۂ ذیل مساوات اختیار کی گئی ہے :-

$$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 8H.$$

اگر یہاں بھی وہی توضیح اختیار کی جائے اور اِس کیمیائی تغیر کی ماہیت بیان کرنے میں بھی اُسی اصطلاح "رغبت" سے کام لیا جائے تو یوں کہنا پڑیگا کہ

لوہے کی بہ نسبت ہائیڈروجن کو آکسیجن سے کمتر رغبت ہے۔ اِس لئے ہائیڈروجن آزاد ہوجاتی ہے اور لوہے کا آکسائیڈ بن جاتا ہے۔

اب اِن دونوں باتوں کو نگاہ میں رکھ کر غور کرو تو صاف معلوم ہوگا کہ ایک بیان دُوسرے بیان کی ضِد ہے۔ اور یہ ظاہر ہے کہ دونوں بیان صحیح نہیں ہوسکتے۔ واقعہ یہ ہے کہ دونوں بیان ایک ایسے فرضیہ پر مبنی ہیں جو خود غلط ہے۔ یعنی جب ہم اِس طرح کی توضیح اختیار

کرتے ہیں تو گویا اِس بات کی واقفیت کو تسلیم کر لیتے ہیں کہ اگر ایک عنصر دُوسرے عنصر کو کسی مرکب کے وجود سے ہٹا دیتا ہے تو یہ امر ہر حال میں اُس ہٹا دینے والے عنصر کے فرطِ رغبت پر دلیل ہونا چاہیئے - اور یہ صحیح نہیں - اِس لئے لازم ہے کہ جب تک رغبت کی واقعی قدر و قیمت نگاہ میں نہ ہو حتی الوسع اِس اصطلاح کے استعمال سے احتراز کیا جائے -

حاملات کا عمل بجائے خود اِس غلط کارانہ فرضیہ کے بطلان کا ایک نہایت عمدہ ثبوت ہے - چنانچہ آکسیجن اور ہائیڈروجن کے آمیزہ میں ذرا سے پلاٹینم (Platinum) کے رکھ دینے سے اُس توانائی میں کوئی اضافہ نہیں ہو سکتا جو اِن چیزوں میں موجود ہے - اِس لئے یہ واقعہ اِن چیزوں کے، باہم ترکیب کھا جانے کے ذاتی رُجحانوں کو بھی بڑھا نہیں سکتا - لیکن اِس پر بھی حقیقت یہ ہے کہ وہ تعامل جو پلاٹینم کی ناموجودگی میں تقریباً غیر موجود ہوتا ہے وہ اُس کی موجودگی میں ناگہانی طور پر دھماکو تندی کو پہنچ جاتا ہے - پھر اِس سے ظاہر ہے کہ اکثر کیمیائی تغیرات کی رفتار اور سمتِ روش کے تشخیص میں کیمیائی رغبت کے علاوہ اور اسباب بھی مؤثر ہوتے ہیں جو کیمیائی رغبت سے زیادہ قوی اور زیادہ قابلِ لحاظ ہیں - تفصیل کے لئے **کیمیائی تعادل** کی بحث ملاحظہ ہو -

اِس سلسلہ میں یہ بات بھی ذکر کے قابل ہے کہ ریل یا جہاز کی رفتار میں جب اضافہ منظور ہوتا ہے تو اِس مطلب کے لئے توانائی میں بہت کچھ اضافہ کرنا پڑتا ہے - لیکن کیمیائی تغیر کی رفتار میں اضافہ پیدا کرنے کے لئے کسی قسم کی توانائی کے صرف کرنے کی ضرورت نہیں پڑتی - چنانچہ اشیائے متعاملہ کو باہم ملا دینے سے پہلے اِن میں فرداً فرداً جتنی توانائی موجود ہوتی ہے اُس میں کیمیائی جُفت یا کسی حامل کے وجود سے توانائی کا کوئی اضافہ متصور نہیں ہو سکتا - علاوہ بریں حاملانہ عمل کرنے والی چیز اپنا کام کر لینے کے بعد ویسی ہی غیر متغیر پائی جاتی ہے اور حاملانہ عمل کے لئے ویسی ہی کارگزار ہوتی ہے جیسی کہ پہلے تھی - اِس بنا پر ہم کہہ سکتے ہیں کہ اِن

وسائل پر نظراً کچھ بھی صرف نہیں ہوتا اور کیمیائی تغیر کی رفتار مُفت میں تیز ہو جاتی ہے۔ آگے چل کر سلفیورک تُرشہ کی صنعت کا تماسی قاعدہ اِس بات کو بخوبی روشن کر دیگا کہ تجارتی کاروبار نے اِس واقعہ سے کس طرح اور کس حد تک فائدہ اُٹھایا ہے۔

عامل ہائیڈروجن

یا

ناشی ہائیڈروجن

ہائیڈروجن گیس جب پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium Permanganate) $KMnO_4$ کے آبی محلول میں گزاری جاتی ہے تو اُس پر کوئی عمل نہیں کرتی۔ لیکن اِس محلول میں جب سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ مِلا کر تھوڑا سا جست رکھ دیا جاتا ہے تو اِس صورت میں جست اور تُرشہ کے تعامل سے جو ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے وہ پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کو بہت جلد تحویل کر دیتی ہے۔ اِس واقعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ اِس دُوسری صورت میں ہائیڈروجن بہت زیادہ عامل ہے۔ اب سوال یہ ہے کہ یہ واقعہ کس بات کا نتیجہ ہے؟ اِس واقعہ کی توجیہ کے لئے سب سے پہلے ہماری نگاہ اِس بات کی طرف جاتی ہے کہ دُوسری صورت میں ہائیڈروجن جست کی سطح پر آزاد ہوتی ہے۔ اور جست کا تماسی (حاملانہ) عمل اِس کی عاملیت کو بڑھا دیتا ہے۔ صرف جست ہی پر موقوف نہیں بہت سی دھاتوں کا یہ حال ہے کہ اُن میں کم و بیش ہائیڈروجن کی عاملیت میں اضافہ کر دینے کی قابلیت ہے۔ مثلاً پلاٹینم (Platinum) یا پیلیڈیئم (Palladium) میں جو ہائیڈروجن جذب ہو جاتی ہے یا اِن

دھاتوں سے بنائے ہوئے برقی قطبوں پر جو ہائیڈروجن برق پاشیدگی کے دوران میں آزاد ہوتی ہے وہ بہت تیز محولانہ عمل کرتی ہے۔ اسی طرح تماسی عوامل دیگر عناصر کو بھی زیادہ عامل کر دیتے ہیں۔ چنانچہ آگے چل کر سلفر ٹرائی آکسائیڈ (Sulphurtrioxide SO_3) کی تیاری میں تم دیکھو گے کہ پلاٹینم کا تماسی عمل آکسیجن کی عاملیت کو تیز کر دیتا ہے۔

ہائیڈروجن کی اس بڑھی ہوئی عاملیت کی حالت کو عام طور پر ہائیڈروجن کی ناشیانہ حالت کے نام سے بیان کیا جاتا ہے۔ اور یہ محض اس لئے کہ ایسی صورتوں میں جن چیزوں سے ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے جب اُن کے ساتھ ملا کر اس کا تصور کیا جاتا ہے تو یہی حالت جزوِ مشترک نظر آتی ہے۔ لیکن اس بات کو یاد رکھنا چاہیئے کہ اِس عاملیت کی حالت کو اِس قسم کے ناشیانہ حصولِ آزادی کے فعل سے کوئی اس طرح کا ضروری تعلق نہیں کہ یہ فعل محولانہ عمل کے بروے کار آنے کے عین متصل اور ماقبل سرزد ہو۔ چنانچہ پلاٹینم کی موجودگی میں آکسیجن کی عاملیت بہت کچھ بڑھ جاتی ہے حالانکہ اُس کی عاملیت کے بروئے کار آنے سے پہلے اور اُس سے عین متصل کوئی ایسا فعل سرزد نہیں ہوتا۔ اِس بیان کی مزید توضیح کے لئے ذیل کے تجربہ پر غور کرو:۔

تین امتحانی نلیوں میں پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium Permanganate) کا ہلکا سا محلول بھرو۔ اور اِن میں سے ایک نلی میں جست کی گرد ڈالو۔ دیکھو جست ہائیڈروجن پیدا کرتا ہے اور پوٹاسیئم پرمینگانیٹ تحویل ہو کر اپنا رنگ کھو دیتا ہے۔ دوسری نلی میں تھوڑا سا سیاہ پلاٹینم ڈال کر ہائیڈروجن گیس کی رَو گزارو۔ دیکھو یہاں بھی پرمینگانیٹ بہت جلد تحویل ہو جاتا ہے۔ اب تیسری نلی میں ہائیڈروجن کی رَو گزارو تو یہاں پرمینگانیٹ پر کچھ بھی اثر نہیں ہوتا۔ واقعہ یہ ہے کہ دوسری نلی میں پلاٹینم (Platinum) کا تماسی عمل ہائیڈروجن کی عاملیت میں اضافہ

کر دیتا ہے۔

ناشی ہائیڈروجن کی اصطلاح کا استعمال کئی معنوں میں ہوتا ہے۔ اور اِس طرح اِس کے مفہوم اور واقعات کے تصور میں بہت کچھ خلطِ مبحث پیدا ہو گیا ہے۔ چنانچہ اِس اصطلاح کے جو مفہوم عام طور پر رائج ہیں اُن کی تفصیل حسبِ ذیل ہے:۔

(۱) ناشی اپنے لغوی مفہوم کے اعتبار سے۔ اِس صورت میں ہائیڈروجن کی وہ حالت مُراد ہے جب کہ وہ ابھی ابھی پیدا ہوئی ہو۔

(۲) معمولی سے جُداگانہ۔ یا دُوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ ہائیڈروجن کی کوئی بہروپی شکل۔

(۳) اکثر اِس کے مفہوم کو اِس حد تک محدود کر دیا جاتا ہے کہ اِس سے ہائیڈروجن کی ایک مخصوص بہروپی شکل' یعنی جوہری ہائیڈروجن' مُراد ہوتی ہے۔

(۴) ھیبَر^ک وغیرہ^ک نے اِس کے استعمال میں اِسی مفہوم کو ملحوظ رکھا ہے جو تقریر بالا میں ہمارے مدِ نظر رہا ہے۔ یعنی ایسی ہائیڈروجن جس کی عاملیت کو کسی دھات کے تماس نے اُکسا دیا ہو۔

(۵) عاملیت کی یہ توجیہ کی جاتی ہے کہ آزاد ہائیڈروجن اور محوّل کے مجموعہ کی بہ نسبت جست' تُرشہ' اور محوّل' کے مجموعہ میں آزاد توانائی کی مقدار بہت زیادہ ہوتی ہے۔

اِن مفہوموں پر غور کرو۔ (۱) کے سوا باقی سب کا یہ حال ہے کہ اُن پر اصطلاحِ ناشی کا اطلاق محض غلط ہے۔

مندرجۂ ذیل بیانات سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ اِن پانچ مفہوموں میں سے کون سا مفہوم تجربی واقعات سے لگا کھاتا ہے۔ اور یہ ظاہر ہے کہ اصطلاح کا جو مفہوم تجربی واقعات سے زیادہ مناسبت رکھتا ہو وُہی زیادہ صحیح متصور ہونا چاہیئے:۔

اِس شکل کی ہائیڈروجن جس پر ناشی کا اطلاق ہو سکتا ہو کبھی مشاہدہ میں

ک Haber

نہیں آئی اور نہ کبھی اِن انفرادی حالت میں دستیاب ہوئی ہے۔ یہ واقعہ مفہوم (۱)، (۲)، اور (۳)، کا متعارض ہے۔

اگر اِس حالت کی ہائیڈروجن کوئی بہروپی شکل (۲ و ۳) ہے تو اِس کی عاملیت کی وسعت اپنی کیت کے اعتبار سے معین ہو سکتی ہے۔ لیکن واقعہ یہ ہے کہ مرتکز سلفیورک ترشہ تانبے کے ساتھ تو سلفرڈائی آکسائیڈ SO_2 (Sulphur dioxide) پیدا کرتا ہے اور جست کے ساتھ ہائیڈروجن سلفائیڈ H_2S (Hydrogen Sulphide) یعنی اگر دونوں صورتوں میں ہائیڈروجن ہی اِن چیزوں کی پیدائش کے لئے شئے عامل ہے تو وہ دوسرے واقعہ کے حدوث میں پہلے کی بہ نسبت یقیناً بہت زیادہ عامل ہے۔ پھر اِس سے بھی زیادہ حیرت کی بات یہ ہے کہ ہلکائے ترشہ کی برق پاشیدگی کے دوران میں اگر برقی قطب، پلاٹینم کا ہو تو حل شدہ ہوائی آکسیجن، ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) H_2O_2 میں تحویل ہو جاتی ہے۔ اور اگر وہ کاربن کا ہو تو اُس کو یہ تغیر قطعاً لاحق نہیں ہوتا۔ آگے چل کر تمہیں معلوم ہوگا کہ برق پاشیدگی سے جو ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے وہ اگر پارے کی سطح پر پیدا ہو تو ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) کی پیدائش میں زیادہ موثر ہوتی ہے۔ اور اگر کسی اَور دھات کے برقی قطب پر پیدا ہو تو اِتنی موثر نہیں ہوتی۔ اِن تمام واقعات کو دیکھو۔ ہائیڈروجن ہر حال میں وہی ہے اور اُس کے عمل مختلف ہیں۔ یہ امر مفہوم (۱)، (۲)، اور (۳)، کا متعارض ہے۔ اور مفہوم (۴) کا موید۔

ہائیڈروکلورک (Hydrqohlorio) ترشہ میں جب کچھ نائیٹرک ترشہ ملا دیا جاتا ہے تو جست کے تعامل سے امونیا پیدا ہوتی ہے میگنیسیم (Magnesium) کے تعامل سے امونیا پیدا نہیں ہوتی، اور قلعی کے تعامل سے امونیا اور ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) دونوں چیزیں بنتی ہیں۔ یہاں بھی ہائیڈروجن ہر حال میں وہی ہے۔ فرق صرف یہ ہے کہ تماسی عامل یعنی دھاتیں مختلف ہیں۔ اور ہر دھات کے ساتھ ترشہ کی آزاد توانائی مختلف ہے۔ یہ واقعہ مفہوم (۱)، (۲)، اور (۳)، کا متعارض ہے اور مفہوم (۴)، اور (۵)، کا موید۔

بات یہ ہے کہ ناشی ہائیڈروجن کا خیال خواہ مخواہ بلاضرورت پیدا کر لیا گیا ہے۔ چنانچہ ایک دانائے کیمیا نے یہ معلوم کیا کہ خشک پوٹاسیم نائیٹریٹ (Potassium Nitrate)

اور نابیدہ فارمک (Formic) ترشہ (HCOoH) کے آمیزہ کو گرم کرنے سے نائیٹرس آکسائیڈ N_2O (Nitrous oxide) تیار ہو سکتا ہے :-

$$2KNO_3 + 6HCOoH \rightarrow N_2O \uparrow + 4CO_2 + 5H_2O + 2KCOoH.$$

اور اِس واقعہ کو بھی اُس نے "ناشی ہائیڈروجن" سے منسوب کر دیا۔ حالانکہ ترشۂ مذکور بلاشبہ بہ ہیئتِ مجموعی محوّلانہ طاقت رکھتا ہے۔ اور جب واقعہ یہ ہے تو تعامل کی توجیہ میں "ناشی ہائیڈروجن" کو خواہ مخواہ بلا ضرورت گھسیٹ لینے سے کیا فائدہ؟ اور اگر یہی کرنا ہو تو پھر کیوں ہر جگہ اِسی خیال کی عملداری نہ رہے۔ مثلاً چونکہ ہائیڈروجن اور کلورین کے متعلق ہمیں معلوم ہے کہ یہ عناصر اگر سرد ہوں تو باہم ترکیب نہیں کھاتے اِس لئے جب سلفیورک (Sulphuric) ترشہ اور معمولی نمک کے تعامل سے ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) پیدا ہوتا ہے تو یکرنگی کو قائم رکھنے کے لئے یہاں بھی ہمیں یوں کہنا چاہیئے کہ "ناشی ہائیڈروجن" اور "ناشی کلورین" پیدا ہوئی تھیں اور پیدا ہونے کے بعد باہم ترکیب کھا گئی ہیں۔ دوسرے لفظوں میں دو عناصر کا ہر امتزاج جو بلاواسطہ امتزاج کی شکل میں نہ ہو اُس کی توجیہ ناشیانہ عمل ہی سے کرنا چاہیئے۔ لیکن ناشیانہ عمل کے خیال کی حمایت کرنے والوں کا یہ حال ہے کہ وہ ٹیلی تحلیل پر جا کر اِس منطقی ضرورت کو یکسر فراموش کر دیتے ہیں۔

اِس بات میں کوئی شبہ معلوم نہیں ہوتا کہ مختلف دھاتوں کا تماس آزاد ہائیڈروجن میں اِس طرح کی قابلیت پیدا کرتا ہے کہ وہ ایک ہی چیز میں مختلف کیمیائی تعامل پیدا کرتی ہے۔ یہ بھی ظاہر ہے کہ بعض کیمیائی تعاملوں میں ہائیڈروجن مقابلۃً زیادہ توانائی لئے ہوئے آزاد ہوتی ہے۔ اِس زائد توانائی کی قدر و قیمت کے اعتبار سے ہائیڈروجن کی عاملیت کے مدارج میں اختلاف نمودار ہو۔

مشقیں

۱- ترشوں کی عمومی ماہیت بیان کرو۔

۲- اصلیہ سے کیا مُراد ہے؟ اصلیہ کی کتنی قسمیں ہیں؟

اپنے بیان کو ترشوں کی مثالوں سے واضح کرو۔

۳۔ کیمیائی تغیرات میں ہٹاؤ سے کیا مراد ہے؟

۴۔ گیسوں کی تخلیص کے لئے کون کون سے قاعدے اختیار کئے جا سکتے ہیں؟

۵۔ مندرجہ ذیل امور کو مساواتوں سے تعبیر کرو:-

(ا) لیڈ پر آکسائیڈ (Lead peroxide) PbO_2 کی تحویل ہائیڈروجن کے تعامل سے۔

(ب) ایلومینیئم (Aluminium) اور سرد پانی کا تعامل۔

(ج) ایلومینیئم اور بھاپ کا تعامل جب کہ ایلومینیئم سُرخ حرارت پر ہو۔

۶۔ مندرجہ ذیل تعاملوں کے لئے مساواتیں مرتب کرو:-

(ا) میگنیسیئم اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کا تعامل جس سے ہائیڈروجن اور $MgCl_2$ پیدا ہوتے ہیں۔

(ب) جست اور دھات کا تعامل جس سے ہائیڈروجن اور ZnO پیدا ہوتے ہیں۔

چوتھی فصل

ہائیڈروجن اور آکسیجن کے مُرکّب

۱۔ پانی

اپنی قدرتی بہتات کی وجہ سے پانی ایک نہایت معروف کیمیائی چیز ہے۔ سمندر رُوئے زمین کے تقریباً تین چوتھائی حصّہ پر چھایا ہُوا ہے۔ اور رُوئے زمین کے وہ حصّے جو بہت آباد ہیں اُن میں جھیلوں اور ندّیوں کی کثرت ہے۔

پانی، حیوانات اور نباتات کے جسموں میں بھی بکثرت پایا جاتا ہے۔ اور واقعہ یہ ہے کہ یہی چیز تمام حیوانی اور نباتی اجسام کے زندگانہ افعالِ جسمانی کا سرمایۂ حیات ہے۔

قدرتی پانی

قدرتی طور پر جو پانی پایا جاتا ہے اُس میں اَور اَور مادّے بھی موجود ہوتے ہیں۔ اور اِس اعتبار سے مختلف مقامات کے پانیوں میں بہت کچھ اختلاف محسوس ہوتا ہے۔ چنانچہ سمندر کے پانی میں تقریباً ۳٫۶ فی صدی ٹھوس مادّہ گھُلا ہُوا ہوتا ہے۔ اور بارش کے پانی کا یہ حال

ہے کہ وہ گویا تمام قدرتی پانیوں میں خالص ترین پانی ہے۔ لیکن یہ پانی بھی اپنے ماسوا کی آمیزش سے قطعاً پاک نہیں ہوتا۔

بارش کے پانی کو جب ہم گرم کرتے ہیں تو اُس میں برتن کے پہلوؤں پر گیس کے بلبلے دکھائی دیتے ہیں۔ یہ واقعہ اِس بات پر دلالت کرتا ہے کہ بارش کا پانی جب ہوا میں سے گزرتا ہوا زمین کی طرف آتا ہے تو رستے میں ہوا کی آکسیجن اور نائیٹروجن وغیرہ کو حل کر لیتا ہے۔ جب اِس پانی کی اچھی خاصی مقدار کو تبخیر کیا جاتا ہے تو کچھ ٹھوس ثُفل باقی رہ جاتا ہے۔ اِس ثُفل میں گرد و غبار کے علاوہ بعض کیمیائی اشیاء، مثلاً امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate)، کی قلمیں بھی پائی جاتی ہیں۔

کنوؤں اور چشموں کے پانیوں میں سے اور اُن پانیوں میں سے جو زمین کی سطح پر بہتے ہیں جن پانیوں میں کیلسیئم سلفیٹ (Calcium Sulphate)، کیلسیئم بائی کاربونیٹ (Calcium bicarbonate) اور میگنیسیئم کے مرکبات گھلے ہوئے ہوتے ہیں اُنہیں بھاری کہتے ہیں۔ اِن ہی ماخذوں میں سے بعض کے پانیوں میں لوہے کے مرکبات پائے جاتے ہیں اور بعض میں اُبال معلوم ہوتا ہے۔ اِس قسم کے اُبلتے ہوئے پانیوں میں سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) نکلتا ہے۔ ایسے پانیوں کو معدنی پانی کہتے ہیں۔

پانی میں جتنی حل شدہ چیزیں پائی جاتی ہیں وہ سب کی سب پانی کو اُس وقت حاصل ہوتی ہیں جب کہ وہ زمین کی سطح پر بہ رہا ہوتا ہے یا رِس رِس کر اُس کے اندر حرکت کرتا ہے۔

وہ پانی جو خانگی ضروریات میں استعمال ہوتا ہے اُس کا امتحان نہایت ضروری ہے۔ اِس امتحان کی غایت صرف یہی نہیں ہوتی کہ بھاری پن پیدا کرنے والے اجزا کی مقدار متحقق ہو جائے بلکہ یہ معلوم کرنا بھی مقصود ہوتا ہے کہ پانی میں حل شدہ نامیاتی مادّہ کا تناسب کیا ہے۔ یہ مادّہ عموماً حیوانی فضلات سے پانی میں پہنچتا ہے۔ اور اِس سے

پانی صحت کے لئے مُضر ہو جاتا ہے۔ یہ مادّہ بذاتِ خود تو کچھ ایسا مُضر نہیں لیکن اِس کے سڑنے سے جو جراثیم پیدا ہو جاتے ہیں حقیقت میں وہ نہایت مُضر ہیں۔

پانی کی تخلیص

پانی میں جو اُس کا ماسوا شامل ہو جاتا ہے وہ دو قسموں میں تقسیم ہو سکتا ہے:—

(۱) حل شدہ مادّہ۔

(۲) معلّق مادّہ۔

ہر طرح کے قدرتی پانی میں اِن دو قسموں میں سے کسی نہ کسی قسم کا لوث ضرور موجود ہوتا ہے۔ اور قدرتی پانی کہیں بھی ایسا مِل نہیں سکتا کہ اُس میں اِس طرح کے لوث موجود نہ ہوں۔ اِس لئے کیمیائی دار التجربہ میں، کشید کیا ہؤا پانی استعمال کیا جاتا ہے جو کم و بیش خالص ہوتا ہے۔ اِس میں شک نہیں کہ کشید کرنے سے خالص پانی حاصل ہو سکتا ہے لیکن اِس مطلب کے لئے عام طور پر جو تدبیریں اختیار کی جاتی ہیں، اُن سے پانی کی کامل تخلیص کا انتظام نہیں ہو سکتا۔ ہاں اگر پلاٹینم (Platinum) کا قرنبیق اور پلاٹینم ہی کا مکثفہ استعمال کیا جائے تو البتہ مقابلۃً بہت زیادہ تخلیص میسر آ سکتی ہے۔ لیکن مشکل یہ ہے کہ پانی کی محلّلانہ طاقت اُس کو خالص نہیں رہنے دیتی۔ چنانچہ وہ جس برتن میں رکھا ہوتا ہے تھوڑی ہی سی دیر میں اُس کے کسی نہ کسی حصّہ کو حل کر لیتا ہے اور غیر خالص بن جاتا ہے۔ اور معمولی شیشہ کا تو یہ حال ہے کہ وہ پانی میں اِس حد تک حل ہو جاتا ہے کہ پانی میں بخوبی محسوس ہو سکتا ہے۔

پانی کے خلوص کی تحقیقات کا نہایت آسان طریق یہ ہے کہ اِس میں برقی رَو کو جو مزاحمت پیش آتی ہے اُس کی تخمین سے کام لیا جائے

کشید کے عمل سے جو خالص ترین پانی حاصل ہو سکتا ہے اُس کا صرف ایک ملی میٹر لمبا اُستوانہ بھی برقی رَو کے لئے اِس قدر مزاحمت پیدا کر دیتا ہے کہ اُتنی ہی تراشِ عمودی کا اِتنا لمبا تانبے کا تار جو زمین کے خطِ استوا پر زمین کے گرداگرد ایک ہزار مرتبہ لپیٹا جا سکتا ہو، اِتنی مزاحمت کی پیدائش پر قادر نہیں ہوتا۔ لیکن وُہی پانی اگر چند دقیقوں کے لئے ہوا میں کھول کر رکھ دیا جائے، یا شیشہ کے برتن کو چھولے، تو اِتنی ہی سی دیر میں وہ مُوصِل مادہ کی اِتنی مقدار حل کر لیتا ہے کہ مزاحمت بہت کچھ گھٹ جاتی ہے۔

معمولی اغراض کے لئے معلق مادہ کا دفعیہ تقطیر سے کر لیا جاتا ہے۔ دارالتجربہ میں یہ کام ایسے کاغذوں سے لیا جاتا ہے جن پر وہ لیس دار مادّہ نہ لگایا گیا ہو جو مسامات کی بندش، اور سیاہی کو پھیلنے سے روکنے کے لئے کاغذ کی صنعت میں استعمال کیا جاتا ہے۔ اِس کاغذ میں ایسے چھوٹے چھوٹے سے مسام ہوتے ہیں کہ پانی اور حل شدہ مادّہ تو اُن میں سے گزر جاتا ہے لیکن پانی میں معمولی طور پر جو ناحل شدہ مادّہ موجود ہوتا ہے وہ اُن میں سے گزرنے نہیں پاتا۔ جب وسیع پیمانہ پر تقطیر منظور ہوتی ہے تو باریک سنگریزوں کے طبقے استعمال کئے جاتے ہیں۔ خانگی ضروریات کے لئے پاسٹیر[1] کی تدابیر نہایت موزوں اور مناسب ہے۔ اِس میں غیر مجلا چینی کی بند نلی سے کام لیا جاتا ہے۔ پانی اپنے ذاتی دباؤ سے اِس نلی کے مسامات میں سے رِس رِس کر نکلتا رہتا ہے۔ اِس قسم کی نلیوں کے متعلق یہ احتیاط نہایت ضروری ہے کہ وہ وقتاً فوقتاً صاف کر لی جائیں۔ تاکہ اُن میں نامیاتی اور سڑا بُسا مادہ جمنے نہ پائے۔ اگر یہ احتیاط ملحوظ نہ ہو تو نلی جراثیم کا مولد و مبدا بن جاتی ہے۔ اور پھر ظاہر ہے کہ پانی کو ایسی نلیوں میں آکر پاک اور صاف ہونے کی بجائے اَور زیادہ

---

[1] Pasteur

[2] حال میں اورنگ زیب عالمگیر شہنشاہِ ہندوستان کا ایک بہت بڑا سا برتن دستیاب ہوا ہے جس میں اِسی طریق سے پانی تقطیر ہوتا تھا۔

مُضر ہونا چاہیئے۔

حل شدہ مادّہ کا دفعیہ تقطیر سے ممکن نہیں۔ اِس کے لئے کشید کی ضرورت ہے۔ کشید کے دَوران میں پانی بھاپ میں تبدیل ہوتا ہے اور بھاپ ٹھنڈی ہوکر پھر پانی کی شکل اختیار کرلیتی ہے۔ اِس عمل میں چونکہ پانی کو بھاپ بننا پڑتا ہے اِس لئے کشید کئے ہوئے پانی میں صِرف گیسیں یا طیران پذیر مایع چیزیں ہی باقی رہ سکتی ہیں۔

پانی کے طبیعی خواص :—

جب ہم پانی کے گہرے طبقہ میں سے کسی سفید چیز کو دیکھتے ہیں تو اِس مایع کا رنگ آسمانی یا سبزی مائل آسمانی نظر آتا ہے۔ ۷۶۰، مم دباؤ کے ماتحت، ۰°م اور ۱۰۰°م کے درمیان، پانی مایع کی حالت میں ہوتا ہے۔ ۰°م سے نیچے ٹھوس اور ۱۰۰°م سے بلند تر تپش پر گیس کی شکل میں رہتا ہے۔ تمام کیمیائی چیزوں میں پانی ہی وہ چیز ہے جسے ہم سب سے زیادہ استعمال کرتے ہیں۔ اِس بناء پر کیمیا دان کے لئے پانی کے خواص سے واقف ہونا لازم اور لابدی ہے۔ علاوہ بریں مایعات کی بحث میں پانی کو ہم نمونہ کے طور پر بھی اختیار کرسکتے ہیں۔ کیونکہ اِسے دیگر مایعات سے جو کچھ اختلاف ہے وہ صِرف تفصیلیات میں ہے اور اُصولاً اِس کی بحث تمام مایعات کی بحث پر حاوی ہوسکتی ہے۔

پانی کے متعلق یہ امر نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ ۴°م پر کے ایک مکعب سمر پانی کے وزن کو علمی ضروریات کے لئے وزن کی اِکائی اختیار کرلیا گیا ہے۔ اِس اِکائی کو ہم گرام کہتے ہیں۔ ایک کِلو[1] گرام پانی ۰°م پر ۱٫۰۰۰۱۲ لیٹر میں سماتی ہے۔ یعنی ۴°م پر کے مقابلہ میں ۰°م کی تپش پر اِس کا حجم بقدر ۱۲ر، مکعب سمر

[1] کلو (Kilo) بمعنی ہزار۔

کے زیادہ ہوتا ہے۔ ایک کلوگرام یخ ۰ْم کی تپش پر ۱۰۹۰۸۳ لیٹر میں سماتا ہے۔ یعنی تپشِ مذکور پر اِس کا حجم اپنے ہموزن پانی کے حجم سے بقدر ۰۹۰ء۰ مکعب سمر کے زیادہ ہوتا ہے۔ اِتنے ہی وزن کا پانی جب ۱۰۰ْم پر پہنچتا ہے تو اِس کا حجم ۰۴۳۲ء۱ لیتر ہو جاتا ہے۔

یخ :—

ایک گرام پانی کی تپش میں جب ایک درجہ کی ترقی ہوتی ہے تو اِسے تعریفِ حرارہ کے اعتبار سے ہم یوں تصور کرتے ہیں کہ اِس پانی میں حرارت کا ایک حرارہ داخل ہوگیا ہے۔ اور جب ایک گرام پانی کی تپش میں ایک درجہ کا تنزل ہوتا ہے تو ہم یوں سمجھتے ہیں کہ اِس پانی سے حرارت کا ایک حرارہ خارج ہوگیا ہے۔ لیکن اِس سے یہ نہ سمجھنا چاہیئے کہ ۰ْ تپش کا ایک گرام پانی جب ۰ْ تپش کے ایک گرام یخ میں تبدیل ہوتا ہے تو اِس واقعہ کو بھی ہم اِسی طرح قیاس کر سکتے ہیں۔ حقیقت یہ ہے کہ ۰ْم پر کے ایک گرام پانی کو ۰ْم پر کے ایک گرام یخ میں بدل دینے کے لئے اِس پانی سے حرارت کے ۷۹ حراروں کا اخراج لازم ہے۔ اور جب ایک گرام یخ پگھلتا ہے تو اِسی قدر حرارت اماعتِ محض میں جذب ہو جاتی ہے۔ حرارت کی اِس مقدار کو یخ کی حرارتِ اماعت کہتے ہیں۔

یہ ظاہر ہے کہ ۰ْم پر پانی اور یخ کے آمیزہ میں پانی اور یخ کے تناسب کو ہمیشہ غیر متغیّر رہنا چاہیئے۔ ہاں اگر تپش میں کچھ فرق آجائے تو البتہ اِس فرق کی مناسبت سے تناسبِ مذکور میں بھی فرق آجانا ضروری ہے۔ مثلاً اگر تپش میں کسی وجہ سے مستقل ترقی کا رجحان پیدا ہو تو ضرور ہے کہ آمیزہ کا کچھ یخ پانی کی شکل اختیار کرلے اور اگر تپش میں مستقل تنزل کا کچھ رجحان ہو جائے تو آمیزہ کے پانی کی کچھ مقدار یخ بن جائے۔ اِس واقعہ سے ضمناً یہ بھی ظاہر ہے کہ ۰ْم

کی تپش پر یخ پانی کی شکل اختیار کرتا ہے اور اسی تپش پر پانی یخ بنتا ہے۔ اِس بنا پر ۰°م کو پانی کا **نقطۂ انجماد** بھی کہتے ہیں اور یخ کا نقطۂ **اماعت** بھی۔ اِس نقطہ پر پانی اپنی ایک حالت کو چھوڑ کر دُوسری حالت اختیار کرتا ہے۔ اِس اعتبار سے یہ نقطۂ تپش گویا پانی کا نقطۂ مُرور ہے۔

دیگر اجسام یا اجسام کے مجموعوں، کو تخمین و مشاہدہ کے دَوران میں مستقل تپش پر رکھنے کے لئے، نقاطِ مُرور کیمیا میں بہت بکار آمد ہیں۔ مثلاً جب کوئی جسم یخ اور پانی کے آمیزہ میں رکھ دیا جاتا ہے اور آمیزہ کو حرکت میں رکھنے کا انتظام کر دیا جاتا ہے تو جب تک آمیزہ میں دونوں اجزار موجود رہتے ہیں جسمِ مذکور کی تپش خود بخود ایک نقطۂ ثابت، یعنی ۰°م پر رہتی ہے۔

بھاپ اور آبی تناؤ :—

ایک کرۂ ہوائی دباؤ کے ماتحت ۱۰۰°م پر پانی جلد جلد بھاپ کی شکل اختیار کرتا جاتا ہے۔ اور اِس سے پست تر تپشوں پر یہی کیفیت اُس پر آہستہ آہستہ طاری ہوتی ہے۔ یہاں تک کہ جب وہ ٹھوس کی حالت میں ہوتا ہے تو اِس صورت میں بھی تبخیر کا عمل جاری رہتا ہے۔ مختلف تپشوں پر پانی کی جتنی جتنی مقدار بخار کی شکل میں ہوتی ہے اُس کی تعریف کا بہترین اُسلوب یہ ہے کہ بخار سے جو کیسی دباؤ حادث ہوتا ہے اُس سے کام لیا جائے۔ سطحِ آب پر کی فضار میں جو آبی مواد، بخار کی شکل میں موجود ہوتا ہے، یہ دباؤ اُس کے ارتکاز کا متناسب رہتا ہے۔ اور ہر تپش کے مقابلہ میں اِس کی ایک خاص اور معیّن قیمت ہے۔ اِس دباؤ کی توضیح کے لئے ایک نہایت عمدہ تدبیر یہ ہے کہ بار پیما کے بالائی خلا (شکل ۱۹) میں پانی کے چند قطرے داخل کر دئے جائیں۔ تفصیل اِس اجمال

کی حسب ذیل ہے :—

شکل میں بائیں ہاتھ کی نلی پارے کی اُس حالت کو دکھا رہی ہے جب کہ پارے کی سطح پر کسی چیز کا دباؤ نہیں۔ اور دائیں ہاتھ کی نلی کے واردات اُس نتیجہ کی تعبیر ہیں جو پارے کی سطح پر کے خلا میں پانی کے قطرے داخل کردینے سے پیدا ہوتا ہے۔ کرۂ ہوائی کا دباؤ دونوں نلیوں کے لئے یکساں ہے۔ لیکن اب دائیں ہاتھ کی نلی میں کرۂ ہوائی کے دباؤ کا مقابلہ کرنے کے لئے پارے کی کمتر بلندی کفایت کرتی ہے۔ اِس سے ظاہر ہے کہ کوئی چیز اِس نلی میں پارے کی سطح کو دبائے ہوئے ہے اور اسی چیز کا دباؤ پارے کے دباؤ کے ساتھ مل کر وہ مجموعی تناؤ پیدا کر رہا ہے جو کرۂ ہوائی کے دباؤ کے ساتھ تعادل پیدا کرنے کے لئے درکار ہے۔ یہ چیز بلاشبہ آبی بخارات کے سوا اور کچھ نہیں۔ اِن بخارات کا دباؤ دونوں نلیوں کے پارے کی بلندیوں کا مقابلہ کرنے سے معلوم ہو سکتا ہے۔ چنانچہ دونوں اُستوانوں کا فرق اِس دباؤ کی قیمت کو تعبیر کرتا ہے۔ اِس دباؤ کو ہم پانی کا بخاری دباؤ کہتے ہیں۔



شکل ۱۹

دائیں ہاتھ کی نلی کو جو دُوسری نلی غلاف کے طور پر محیط ہے اِس کے اندر ہم یخ یا گرم پانی رکھ سکتے ہیں۔ اور اِس تدبیر سے یہ فائدہ مترتب ہو سکتا ہے کہ خلا میں جو پانی داخل کیا جاتا ہے اُس کو اور آلہ کے اُن حصّوں کو جو اِس پانی کے ساتھ براہِ راست مَس کر رہے ہوتے ہیں، ہم ۰° م اور ۱۰۰° م کے مابین جس تپش پر چاہیں رکھ سکتے

ہیں۔

غلاف میں جب یخ رکھا جاتا ہے اور خلا میں بھی یخ ہی کا ٹکڑا داخل کیا جاتا ہے تو خلا کے اندر اِس یخ سے جو بخارات پیدا ہوتے ہیں وہ بہت جلد اِس حد کو پہنچ جاتے ہیں کہ اُن کا دباؤ ۵ء۴ مم ہو جاتا ہے۔ یعنی یخ کا بخاری دباؤ کرۂ ہوائی کے دباؤ کا مقابلہ کرنے میں ۵ء۴ مم پارے کی جگہ لے لیتا ہے اور اِس لئے پارے کا اُستوانہ ۵ء۴ مم پست ہو جاتا ہے۔ اِسی طرح پانی ۱۰° در پر پارے کو ۱ء۹ مم اور ۲۰° در پر ۴ء۱۷ مم گرا دیتا ہے۔ اِس بنا پر یہ قیمتیں اِن تپشوں پر پارے کی بلندیوں کے اعتبار سے آبی بخارات کے دباؤ کی قیمتیں ہیں۔

پارے کی سطح کے دب جانے سے جتنی فضا پیدا ہو جاتی ہے اُس کو بخار سے بھر دینے کے لئے جس قدر پانی درکار ہوتا ہے اگر پانی اُس سے ذرا زیادہ ہو تو پانی کی مقدار کے فرق سے بخار کے دباؤ میں کوئی فرق پیدا نہیں ہوتا۔ ہاں یہ امر البتہ قابلِ لحاظ ہے کہ اگر بہت سا پانی داخل کر دیا گیا ہو تو کرۂ ہوائی کے دباؤ کا مقابلہ کرنے میں زائد پانی کا ذاتی وزن یقیناً اپنے ہموزن پارے کی جگہ لے لیگا اور اِسی مناسبت سے پارے کا اُستوانہ اِس پانی کے زیرِ اثر پست ہو جائیگا۔ اِس لئے اگر تجربہ میں پانی کا قابلِ تخمین اُستوانہ پیدا ہو جائے تو اُس کا محسوب کرنا ضروری ہے۔ اِس مطلب کے لئے اُستوانۂ آب کی بلندی کو ۶ء۱۳ (یعنی پارے کی کثافتِ نوعی) پر تقسیم کرنا چاہیئے اور پھر حساب میں اِس کے حاصل کو یوں تصور کرنا چاہیئے کہ گویا وہ پارے ہی کا ایک حصّہ ہے۔

اُوپر کی تقریر سے ظاہر ہے کہ مختلف تپشوں پر آبی بخارات کا دباؤ مختلف ہوتا ہے۔ یعنی دباؤ کے اِس اختلاف کو پیدا کرنے کے لئے تپش کے اختلافات کے ساتھ ساتھ پانی کی طاقت بدلتی جاتی ہے۔ اور یہ واقعہ ایک خاص اہمیت رکھتا ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ اِس کے بیان کرنے کے لئے ایک خاص اصطلاح اختیار کی جائے۔ یہ اصطلاح

آبی تناؤ ہے۔ چنانچہ پانی کی اس طاقت کو ہم اس مایع کا آبی تناؤ کہینگے۔ کسی معلوم تپش پر آبی تناؤ کی مقدار دریافت کرنا ہو تو اس امر کے لئے یہ دیکھنا چاہیئے کہ اس معلوم تپش پر بخارات کا اعظم دباؤ کیا ہے۔

پانی کے متعلق یہ واقعہ بھی قابل ذکر ہے کہ بلند تپشوں پر پارے کے اُستوانہ کا تنزل بہت بڑھ جاتا ہے۔ چنانچہ

تپش	پارے کا تنزل
۵۰°	۹۲ مم
۷۰°	۲۳۳٫۳ مم
۹۰°	۵۲۵٫۵ مم
۱۰۰°	۷۶۰ مم یعنی ۱ کرۂ ہوائی
۱۲۱°	۱۵۲۰ مم
۱۸۰°	۷۶۰۰ مم

یعنی نقطۂ جوش پر پہنچ کر آبی تناؤ بارپیما کے پورے اُستوانہ کی جگہ لے لیتا ہے اور کرۂ ہوائی کے اوسط دباؤ کا مساوی ہو جاتا ہے۔ ۱۲۱° پر پہنچ کر اس کی مقدار ۲ کرۂ ہوائی اور ۱۸۰° پر جا کر ۱۰ کرۂ ہوائی تک پہنچ جاتی ہے۔

یہ واقعات ایک اور پہلو سے بھی دیکھے جا سکتے ہیں۔ یعنی آبی بخار ۱۰° پر صرف اس حالت میں وجود پذیر ہو سکتا ہے جب کہ اس پر دباؤ ۹٫۱ مم یا اس سے کمتر ہو۔



شکل ۲۰

مثلاً پانی کو یوں تصور کرو کہ وہ ایک ایسے اُستوانہ میں رکھا ہے جو بے رگڑ اور بے وزن ڈاٹ (شکل ۲۰) سے بند کر دیا گیا ہے۔ اب اس ڈاٹ پر اگر عین اس قدر وزن رکھا ہو کہ وہ ڈاٹ کے تمام رقبہ پر

پہنچے ہوئے پارے کے ۱ء۹ رمر طبقہ کا مساوی ہو سکتا ہو تو یہ ڈاٹ بلند رکھی جائے یا پست ہر حال میں سکون کی حالت میں رہیگی۔ اس قسم کے نظام کو ہم اصطلاحاً یوں کہتے ہیں کہ وہ تعادل[1] میں ہیں۔

لیکن اگر وزن اس سے کم ہوگا تو پانی سے جو بخارات مسلسل نکل رہے ہیں وہ جوں جوں ڈاٹ کو دبائینگے ڈاٹ آہستہ آہستہ اوپر اُٹھتی جائیگی یہاں تک کہ آخرِ کار وہ اُستوانہ کی چوٹی پر پہنچ جائیگی یا اس سے قبل سب کا سب پانی بخار بن جائیگا۔ اور اگر اس کے برعکس ڈاٹ پر حدِّ مذکور سے زیادہ وزن ہوگا تو ڈاٹ نیچے کو حرکت کریگی اور بخار اُستوانہ کے پیندے اور دیواروں پر مائع ہوکر بیٹھتے جائینگے یہاں تک کہ آخرِ کار ڈاٹ اُستوانہ میں رکھے ہوئے پانی تک پہنچ جائیگی اور بخار بہ تمام و کمال زائل ہو جائیگا۔

یہ تصورات صرف امورِ طبیعی ہی سے متعلق نہیں بلکہ کیمیائی واقعات پر بھی ان کا برابر اطلاق ہوتا رہتا ہے (دیکھو نظریۂ تحرک)۔ اس تقریر میں جس نظام کا ہم نے ذکر کیا ہے اس قسم کے نظاموں میں تعادل کی حالت کو تعبیر کرنے کے لئے مندرجہ ذیل اندازِ بیان اختیار کیا جاتا ہے:۔

پانی (مائع) ⟷ پانی (بخار)

اس مضمون کے ایک اور پہلو کے بیان کرنے کے لئے بھی خاص اصطلاح اختیار کی گئی ہے۔ یعنی پانی جب کسی خاص تپش پر اپنے اُوپر کی فضا کو بخار کی وہ پوری مقدار دے دیتا ہے جو اس

---

[1] اس سے تعادلِ قائم مُراد ہے اور کیمیا میں ہر موقع پر اس کا یہی مفہوم سمجھنا چاہیئے۔ ہاں بعض موقعوں پر البتہ تعادلِ غیر قیام سے بھی کام پڑتا ہے۔ کیمیا کی بحثوں میں تعادلِ غیر قائم وغیرہ کے لئے کوئی گنجائش نہیں۔

حالت میں اُس کے آبی تناؤ سے ممکن ہے تو ہم یوں کہتے ہیں کہ فضائے مذکور بخار سے سیر ہو گئی ہے۔ اِس بات کو یاد رکھنا چاہیئے کہ بخار کا وہ اِرتکاز جس سے سیری کی حالت پیدا ہوتی ہے پانی کی تپش کے ساتھ ساتھ بدلتا رہتا ہے۔ اور اِس لئے وہ کلیتہً پانی کی، بخار پیدا کرنے کی طاقت پر موقوف ہے۔ فضاء کی کمیت کے ساتھ اُسے کوئی تعلق نہیں۔ اور فضاء میں اگر پہلے سے دُوسری گیسیں موجود ہوں تو اُن کی موجودگی کا بھی اِس پر کوئی اثر نہیں پڑتا۔

سطح زمین سے ملتی ہوئی اُوپر کی فضاء جس میں زیادہ تر کرۂ ہوائی کی ہوا سمائی ہوئی ہے اُس میں آبی بخار کی مقدار بہ اعتبارِ اوسط سیری کی دو تہائی سے کمتر رہتی ہے۔ یعنی ایسی ہوا اگر ایسے برتن میں بند کر دی جائے جس میں پانی رکھا ہو تو اُس میں جتنے بخار پہلے سے موجود ہیں کامل سیری کے لئے وہ تقریباً اُن کے نصف کے برابر اَور لے لیگی۔

پانی جب ۱۰۰° پر پہنچ جاتا ہے تو اُس کا بخار ہوا کو کلیتہً ہٹا دیتا ہے۔ اور مایع جوش کھانے لگتا ہے۔ یا دُوسرے لفظوں میں یوں کہو کہ نقطۂ جوش پر پہنچ کر پانی کا آبی تناؤ، کرۂ ہوائی کے دباؤ کا مساوی ہو جاتا ہے۔

ہوا میں جو پانی موجود ہوتا ہے وہ جیسا کہ آگے چل کر معلوم ہوگا بہت سے کیمیائی واقعات میں نہایت اہم کام سر انجام دیتا ہے۔ ہماری تمام اشیاء اور تمام آلات کا یہ حال ہے کہ اُن کی سطحوں پر پانی کے شائبے موجود ہوتے ہیں۔ اور عجیب بات یہ ہے کہ اِس پانی کو خشک ہوا میں بھی تبخیر نہیں ہوتی۔ اِس اعتبار سے یہ پانی گویا ایک غیر طبعی حالت میں ہوتا ہے۔ لیکن جب ہم کسی چیز کو گرم کرتے ہیں تو اُس وقت البتہ اُس چیز پر کا یہ پانی بخار بن کر اُڑ جاتا ہے۔

جب پانی بخار بنتا ہے تو وہ حرارت جذب کرتا ہے اور اِس

حرارت سے اُس کی تپش میں کوئی تغیر پیدا نہیں ہوتا - مثلاً ۱۰۰° کا ایک گرام پانی، ۱۰۰° کی ایک گرام بھاپ بننے میں حرارت کے ۵۳۷ حرارے جذب کرلیتا ہے - اِس مقدار کو پانی کی **حرارتِ تبخیر** کہتے ہیں - واقعہ یہ ہے کہ جس طرح یخ کی بہ نسبت اُسی تپش اور اُتنے ہی وزن کے پانی میں اندرونی توانائی زیادہ ہوتی ہے اُسی طرح اگر بھاپ اور پانی کا وزن اور اُن کی تپش مساوی ہو تو پانی کی بہ نسبت بھاپ میں بہت زیادہ توانائی موجود ہوتی ہے -

یخ کے نقطۂ اماعت کی طرح ۱۰۰° کی تپش بھی ایک اہم نقطۂ مرور ہے - اور اگر دونوں کے ضروری اختلافات ملحوظ کرلئے جائیں تو ہم کہہ سکتے ہیں کہ یہ نقطۂ مرور بھی ویسے ہی خواص کا مالک ہے جیسے کہ یخ کے نقطۂ اماعت سے منسوب ہیں - لیکن پانی کو محض جوش میں رکھ لینے سے اِس نقطہ کا پُورے پُورے تعیّن کے ساتھ حاصل کرلینا ممکن نہیں - کیونکہ کرۂ ہوائی کے دباؤ کے تغیرات سے یخ کے نقطۂ اماعت کی بہ نسبت پانی کا نقطۂ جوشش زیادہ متاثر ہوتا ہے - چنانچہ ۱۰۰° کے قرب و جوار میں دباؤ کے ا م م تغیر کے مقابلہ میں نقطۂ جوش تقریباً ۰٫۰۳۷° متغیر ہو جاتا ہے - کوہِ بلانک[ه] کی چوٹی پر پانی ۸۴° پر جوش کھاتا ہے -

پانی کی یہ بحثیں حقیقت میں کیمیا کے شعبۂ طبیعی سے متعلق ہیں اس لئے اِن کی تفصیلوں کو طبیعی کیمیا میں تلاش کرنا چاہیئے - یہاں صرف سلسلۂ مضمون میں اِن کا ذکر آگیا ہے -

پانی بہ حیثیتِ محلّل

پانی کے وہ طبیعی خواص جن سے کیمیا میں نہایت عمومیت

ه Blanc

کے ساتھ کام پڑتا ہے اُن میں سے ایک پانی کا وہ رجحان ہے جو اکثر اشیاء کے حل کر لینے میں بروئے کار آتا ہے - یہ مضمون ایسا اہم اور وسیع ہے کہ اِس کے لئے ایک مستقل اور جداگانہ عنوان قائم کرنے کی ضرورت ہے - اس لئے یہاں ہم صرف اِسی ذرا سے اشارے پر اکتفا کرتے ہیں - مستقل بحث کے لئے اِس کتاب کے دُوسرے حِصّہ کی طرف رجوع کرنا چاہیئے -

پانی کے کیمیائی خواص

پانی کیمیائی تجربوں میں بہت عمومیت کے ساتھ استعمال میں آتا ہے - اور بہت سے تجربوں میں اِس کا درجہ محض ایک جزوِ حیلی سے زیادہ نہیں ہوتا - اِس قسم کے تجربوں میں مبتدی کو اِس بات کے سمجھنے میں عموماً مشکل پیش آتی ہے کہ کہاں کہاں پانی نے فی الواقع کیمیائی تعامل میں حِصّہ لیا ہے - اِس لئے ضروری ہے کہ اِس کی کیمیائی عاملیت سے بالخصوص بحث کی جائے - اور یہ بات بتادی جائے کہ اِس سے کیمیائی عاملیت کا اظہار کس کس طور پر ہوتا ہے - اِس بحث میں وسعت تو بہت ہے لیکن اگر پانی کی کیمیائی عاملیت کو صرف کم و کیف کے اعتبار سے دیکھا جائے تو اِس کے لئے صرف چند عنوان درکار ہیں - چنانچہ پانی :-

۱ - مقابلتہً قیام پذیر چیز ہے -

۲ - بہت سی چیزوں کے ساتھ بلا واسطہ ترکیب کھاتا ہے -

اِس نوعیت کی عاملیت دو شقوں پر متفرع ہے :-

(ا) پانی اور آکسائیڈز (Oxides) کا امتزاج -

(ب) ہائیڈریٹس (Hydrates) کی پیدائش - یہ شق زیادہ عام ہے - لیکن اِس صنف کے مرکبات صرف ٹھوس کی حالت میں وجود پذیر ہیں - جب حل ہوتے ہیں تو تحلیل

ہو جاتے ہیں۔

۳- بعض چیزوں کے ساتھ اُس انداز سے تعامل کرتا ہے جسے ہم کیمیا کی زبان میں ہائیڈرالیسس (Hydrolysis) کہتے ہیں۔ اِس خصوصیت کو ہم سر دست نظر انداز کر دینگے۔ اور آگے چل کر کسی ایسی چیز کے ضمن میں اِس بحث کو اُٹھائینگے جو کیمیائی تعامل کے اِس انداز سے نمایاں طور پر متاثر ہوتی ہو۔ [دیکھو ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) کی تیاری]۔

شاید اِن عنوانوں پر ہمیں اِس امر کا بھی اضافہ کرنا چاہیئے کہ بھاپ کی شکل میں پانی بلند تپش پر اُن عناصر کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتا ہے جو آکسیجن کے ساتھ جلد ترکیب کھا جاتے ہیں۔ مثلاً لوہے کو، وہ لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ بنا دیتا ہے۔ لیکن اِس امر کو بھولنا نہ چاہیئے کہ ایسی بلند تپشوں پر پانی جزؤ تحلیل ہوکر ہائیڈروجن اور آکسیجن میں بٹ جاتا ہے۔ اور آکسیجن، ہائیڈروجن کی بہ نسبت زیادہ عامل ہے۔ اِس لئے ایسے موقعوں پر آکسیڈائیزنگ (Oxidising) اثرات غالب رہتے ہیں۔ پھر اِس سے ظاہر ہے کہ یہ واقعہ صِرف پانی ہی سے مختص نہیں بلکہ دیگر مرکبات جن میں آکسیجن موجود ہے اُن سے بھی بعینہ یہی نتائج پیدا ہو سکتے ہیں۔ اِس لئے یہ واقعہ پانی کی اپنی خاصیت متصور نہیں ہو سکتا۔

اب اِن عنوانوں سے ہم ذرا تفصیل کے ساتھ بحث کرتے ہیں۔

پانی قیام پذیر مرکب

مرکبات کی بحث میں جب اُن کے کیمیائی خواص بیان کیئے جائیں تو سب سے مقدم یہ امر ہونا چاہیئے کہ جس مرکب کے خواص زیرِ بحث ہیں آیا وہ مرکب مقابلۃً قیام پذیر ہے یا نا قیام پذیر۔

قیام پذیری کے مدارج کی تخصیص کے لئے جو چیز بہترین معیار قرار پا سکتی ہے وہ تپش ہے۔ اگر یہ معلوم ہو جائے کہ فلاں فلاں اشیاء کون کون سی تپشوں پر تحلیل ہوتی ہیں تو ان تپشوں کے مقابلہ سے اِن اشیاء کی قیام پذیری کے اضافی مدارج بخوبی تصور میں آ سکتے ہیں۔ مثلاً پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) ہلکی سُرخ حرارت پر آکسیجن کو چھوڑ دیتا ہے۔ اور پانی کا یہ حال ہے کہ ۲۵۰۰° پر پہنچ کر بھی صرف ۱۸ء ۸ فی صدی تحلیل ہوتا ہے۔ پھر یہ تحلیل بھی کوئی مستقل تحلیل نہیں۔ بلکہ واقعہ یہ ہے کہ جب تپش کو تنزل ہوتا ہے تو تحلیل شدہ پانی کے اجزاء پھر باہم ترکیب کھا کر پانی بنا دیتے ہیں۔

پانی کا امتزاج آکسائیڈز[ط] کے ساتھ

جب خاص خاص شرائط کے ماتحت سوڈیئم (Sodium) آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے تو اِس تعامل سے سوڈیئم آکسائیڈ (Sodium oxide) Na_2O حاصل ہوتا ہے۔ یہ حاصل پانی کے ساتھ بہت تُندی سے تعامل کرتا ہے۔ اور سوڈیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Sodium Hydroxide) میں تبدیل ہو جاتا ہے :-

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

چُونے کا بُجھنا بھی اِسی قسم کا ایک زیادہ معروف عمل ہے :-

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

اِس نوعیت کے تعاملوں میں ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) کے سوائے اَور کوئی چیز نہیں بنتی۔ چُونے اور پانی کے تعامل کے دَوران میں بھاپ البتہ پیدا ہوتی ہے۔ لیکن وہ اِس بات کا نتیجہ ہے کہ کیلسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Calcium Hydroxide) کی پیدائش

ط "ز" جمع کی علامت ہے۔

میں حرارت بھی پیدا ہوتی ہے۔ اور اِس حرارت کے اثر سے پانی کا کچھ حِصّہ بخارات بن کر اُڑ جاتا ہے۔

مندرجۂ بالا دونوں حاصلوں کے آبی محلولوں سے لامسہ کو صابن کا سا احساس ہوتا ہے۔ اور یہ محلول سُرخ لِتمس[1] کو نیلا کر دیتے ہیں۔ اِس لئے یہ حاصل مرکبات کی اُس جماعت میں داخل ہیں جس جماعت کے مرکبات کو ہم **قلیاں یا اساسیں** کہتے ہیں۔

بہت سے ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) ایسے بھی ہیں جو اپنی نوعیت کے اعتبار سے تو اِسی طرح کے 'پانی اور آکسائیڈز کے' مرکبات ہیں - لیکن پانی اور آکسائیڈز (Oxides) کے بلا واسطہ امتزاج سے اُن کی پیدائش ایسی سُست ہوتی ہے کہ وہ ہمیشہ دُوسرے قاعدوں سے تیار کئے جاتے ہیں - چنانچہ فیرک ہائیڈر آکسائیڈ $Fe(OH)_3$ (Ferric hydroxide) اور کارٹن ہائیڈر آکسائیڈز $Sn(OH)_2$ (Tin hydroxide) اِسی قسم کی چیزیں ہیں۔

بعض آکسائیڈز (Oxides) وہ بھی ہیں کہ پانی کے ساتھ ترکیب تو کھاتے ہیں لیکن اِس ترکیب سے جو مرکبات بنتے ہیں وہ مذکورہ بالا اشیا سے کُلیۃً مختلف ہوتے ہیں - اِن مرکبات کو ہم **تُرشے** کہتے ہیں - فاسفورک آکسائیڈ (Phosphoric oxide) اور سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur dioxid) اِسی جماعت میں داخل ہیں - اور پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر تُرشے پیدا کرتے ہیں۔

کیمیائی حاصلوں کی یہ دو جماعتیں ایک دُوسری سے یہاں تک مختلف ہیں کہ اِن کے امتیاز کو ہم اُن عناصر کی جماعت بندی کے لئے بناء قرار دیتے ہیں جو اِن حاصلوں کے ابتدائی آکسائیڈز

[1] Litmus

یں موجود ہوتے ہیں - چنانچہ وہ عناصر جن کے آکسائیڈز، سوڈیئم اور لوہے کے آکسائیڈز کی طرح اساسیں پیدا کرتے ہیں اُنہیں ہم **دھات** کہتے ہیں - اور وہ عناصر جن کے آکسائیڈز، فاسفورس کے آکسائیڈ کی طرح ترشوں کے موجب ہیں وہ **ادھات** کہلاتے ہیں - یہ امتیازی الفاظ اس اعتبار سے اختیار کرلئے گئے ہیں کہ یہ تقسیم کم ازکم عامیانہ طور پر ضرور اُس تقسیم سے لگّا کھاتی ہے جو عناصر کے محض طبیعی امتحان سے بھی قرار پاسکتی ہے - اور اس طرح اِن جماعتوں کو ایک دُوسری سے تمیز کرنے کے لئے ایک آسان اور عام فہم صورت پیدا ہوگئی ہے -

اِس مقام پر ایک غلط اسلوب بیان کی حقیقت بھی سمجھ لینا چاہئے - اب سے پہلے دھاتوں کے ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxide) کو "ہائیڈریٹس٭" (Hydrates) کہا جاتا تھا - اور آج کل بھی کیمیادان اُسی پُرانے عُرفِ عام کی تقلید میں بعض ہائیڈر آکسائیڈز کو اکثر اسی نام سے یاد کرلیتے ہیں - چنانچہ "پوٹاسیئم ہائیڈریٹ" (Potassium hydrate) KOH اور "سوڈیئم ہائیڈریٹ" (Sodium Hydrate) NaOH تو بکثرت بولنے میں آتے ہیں - لیکن وہ چیزیں جو صحیح طریق تسمیہ کے رُو سے اِس نام کی اصلی حقدار ہیں اُن میں اور دھاتوں کے ہائیڈر آکسائیڈز میں کوئی چیز ایسی نہیں جو اِس نام کے اطلاق عمومی کے لئے جزوِ مشترک قرار پاسکتی ہو - ہائیڈریٹس (Hydrates) کی حقیقت سمجھ لینے کے بعد یہ نکتہ بخوبی واضح ہو جائیگا -

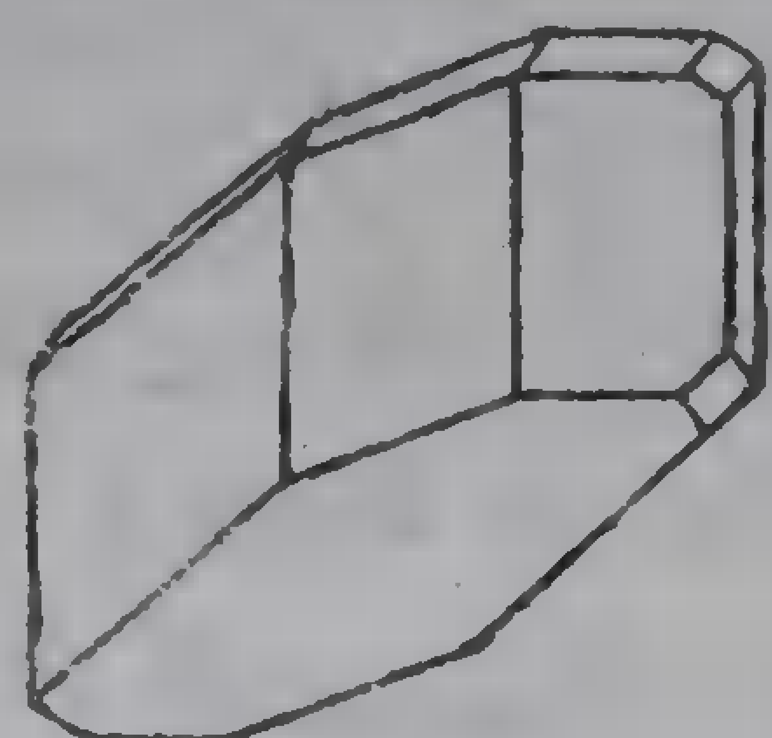
ہائیڈریٹس ——

بہت سی چیزوں کا یہ حال ہے کہ جب وہ پانی میں حل ہو جاتی ہیں اور پھر محلّل کے خود بخود تبخیر ہو جانے سے اُن کا اتصال

٭ "س" جمع کی علامت ہے -

ہوتا ہے تو اِس دَوران میں وہ اِس مایع کے ساتھ ترکیب کھا گئی ہوتی ہیں۔ اِس ترکیب کے حاصل، ٹھوس ہوتے ہیں اور اِنہیں ھائیڈریٹس (Hydrates) کہتے ہیں۔

یہ مرکب، معیّن کیمیائی ترکیب رکھتے ہیں جو اجزائے ترکیبی کی وزنی کیمیائی اکائیوں سے تعبیر کی جا سکتی ہے۔ اِن کی پیدائش کے دَوران میں اکثر بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے۔ مثلاً کپڑے دھونے کا سوڈا جو حقیقت میں سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium Carbonate) کا ڈیکا[۱] ہائیڈریٹ (Deca hydrate) یعنی $Na_2CO_3 10H_2O$ ہے اِس کی پیدائش کے دَوران میں Na_2CO_3 اور پانی کی حرارتِ امتزاج ۸۸۰۰ حرارہ ہوتی ہے۔


شکل ۲۱

ہائیڈریٹس (Hydrates) کے طبیعی خواص، اُن کے اجزا کے خواص سے بالکل مختلف ہوتے ہیں۔ مثلاً کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) جسے آبی مرکب سے تمیز کرنے کے لئے اکثر نابیدہ کیوپرک سلفیٹ کہا جاتا ہے، ایک سفید چیز ہے جس سے چمکدار، بے رنگ، سوئیوں کی سی نشوری قلمیں بنتی ہیں۔ اور اِسی چیز کا آبی مرکب یعنی پنٹا[۲] ہائیڈریٹ (Penta hydrate) جو عرفِ عام میں نیلے تھوتھے کے نام سے مشہور ہے، وہ نیلے رنگ کی چیز ہے جس سے نابیدہ مرکب کی بہ نسبت بڑی بڑی لیکن سڈولین کے اعتبار سے بہت کمتر درجہ کی (ترمائل) قلمیں (شکل ۲۱)

---

۱ ڈیکا (Deca) بمعنی دس۔
۲ پنٹا (Penta) بمعنی پانچ۔

بنتی ہیں :-

$$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 {\cdot} 5H_2O.$$

گرم کرنے پر، ہائیڈریٹس (Hydrates) بہ حکمِ عموم اصلی مرکب کا کوئی جزو نہیں کھوتے۔ صرف پانی اُن سے جدا ہو جاتا ہے۔ اور عموماً بہ آسانی جدا ہوتا ہے۔ اس واقعہ کا لحاظ رکھنے کے لئے ضروری ہے کہ ضابطہ کے متعلق ایسا طرزِ تحریر اختیار کیا جائے جس سے بنیادی چیز کی ترکیبی ہیئت کے مسخ ہو جانے کا خیال پیدا نہ ہونے پائے۔ اسی غایت کو مدِ نظر رکھ کر کیمیا میں یہ طریق انتخاب کر لیا گیا ہے کہ پانی کے اجزا ضابطہ میں بنیادی چیز کے اجزا سے جداگانہ لکھے جاتے ہیں۔ مثلاً $CuSO_4.5H_2O$ اگر $H_{10}CuSO_9$ لکھا جائے تو اس ضابطہ سے ابتدائی چیز یعنی $CuSO_4$ کی طرف ذہن کا انتقال نہایت مشکل ہے۔

آبی محلول خواہ نابیدہ چیزوں سے بنائے جائیں اور خواہ ہائیڈریٹس (Hydrates) سے، دونوں صورتوں میں اُن کے طبیعی اور کیمیائی خواص کی ہویت میں کوئی فرق نہیں آتا۔ اس لئے دونوں میں سے جس شکل کی چیز سستی مل جاتی ہے وہی بہ نظرِ ترجیح دیکھی جاتی ہے۔ اور دار التجربہ میں جو اس قسم کے مرکبات استعمال کئے جاتے ہیں وہ عموماً ہائیڈریٹس ہی کی شکل میں ہوتے ہیں۔

ان ہائیڈریٹس (Hydrates) میں سے بعض بہت جلد تحلیل ہو کر نابیدہ ہو جاتے ہیں۔ چنانچہ سوڈیم سلفیٹ (Sodium Sulphate) کا ڈیکا[1] ہائیڈریٹ $Na_2SO_4.10H_2O$ (Deca hydrate) جو گلابر[2] نمک کے نام سے مشہور ہے محض کھلے منہ کے برتن ہی میں رکھ دینے

---

[1] ڈیکا (Deca) بمعنی دس

[2] Glauber

سے اپنا تمام پانی کھو دیتا ہے ۔ اور نیلے تھوتھے کا یہ حال ہے کہ ۱۰۰° پر اُس سے $4H_2O$ تو فوراً جُدا ہو جاتا ہے اور باقی پانی مقابلۃً بمشکل جدا ہوتا ہے ۔

اِس واقعہ کی بناء پر مساوات بالا کو اِس طرح لکھنا چاہیئے کہ اُس سے تعامل کا تعاکس تعبیر ہو۔ اِس قسم کی تحلیل جیسی کہ اِن ہائیڈریٹس کو لاحق ہوتی ہے کیمیا کی زبان میں بجوگ سے موسوم کی جاتی ہے۔ اِس کی تخصیص یہ ہے کہ بلند تپشوں پر تو تحلیل حادث ہوتی ہے اور ادنیٰ تپشوں پر اجزا کے لئے پھر باہم ترکیب کھا جانے کا امکان پیدا ہو جاتا ہے ۔ اِس واقعہ کی مزید توضیح کے لئے اِس مقام پر یہ مثال دلچسپی سے خالی نہ ہوگی کہ پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate) کی تحلیل بجوگ کی حد میں داخل نہیں ہو سکتی کیونکہ وہ متعاکس نہیں ۔ چنانچہ آکسیجن پھر کسی حالت میں بھی پوٹاسیئم کلورائیڈ (Potassium chloride) کے ساتھ امتزاج نہیں پا سکتی ۔

لیکن وہ شرط جو اِس قسم کے تعاملوں کی موجب اور ضابط ہے وہ صرف تپش ہی نہیں ۔ بلکہ اِس کے سوا کچھ اَور بھی ہے ۔ اِس بحث کی تفصیل طبیعی کیمیا سے متعلق ہے ۔ اِس لئے یہاں ہم اِس مضمون کو پھیلا نہیں سکتے ۔ صرف اُس کے اجمالی سے بیان پر اکتفا کرتے ہیں :-

جب گلابر[1] نمک بند بوتل میں رکھا ہوتا ہے تو اُس کا بہت تھوڑا سا حصہ اپنے پانی کو کھوتا ہے اور پھر یہ تحلیل بند ہو جاتی ہے۔ اور جب بوتل کھول کر رکھ دی جاتی ہے تو بجوگ برابر جاری رہتا ہے یہاں تک کہ ڈیکا[2] ہائیڈریٹ (Deca hydrate) کا کوئی شائبہ باقی نہیں رہتا ۔ اِس واقعہ کی حقیقت معلوم کرنے کے لئے، شکل ۲۲ میں پارے

۱؎ Glauber

۲؎ ڈیکا (Deca) بمعنی دس

پر اِس ہائیڈریٹ کی قلم رکھنا چاہیئے۔ آلۂ مذکور صاف بتا دیگا کہ اِس قلم سے معیّن آبی تناؤ حادث ہوتا ہے۔ چنانچہ ۹° پر اِس تناؤ کی قیمت ۵٫۵ مم ہے۔ پھر جُوں جُوں تپش بڑھتی ہے تناؤ زیادہ ہوتا جاتا ہے۔ اور تپش کے



شکل ۲۲

گھٹنے سے تناؤ میں کمی پیدا ہوتی ہے۔ چنانچہ تپش میں جب تنزل ہوتا ہے تو آلہ کی نلی میں پارا بلند تر ہو جاتا ہے اور نمک کے ساتھ مقابلۃً زیادہ پانی ترکیب کھا جاتا ہے۔

ایک ہی تپش پر مختلف ہائیڈریٹس (Hydrates) کے تناؤ کا مقابلہ کیا جائے تو اُن کے تناؤ میں بہت کچھ اختلاف نظر آتا ہے۔ مثلاً ۳۰° پر

پانی کا اپنا ذاتی تناؤ = ۳۱٫۵ مم

سٹرانشیئم کلورائیڈ (Strontium chloride) بہ شکل $SrCl_2.6H_2O$ کا آبی تناؤ = ۱۱٫۵ مم

کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) بہ شکل $CuSO_4.5H_2O$ کا آبی تناؤ = ۱۲٫۵ مم

بیریئم کلورائیڈ (Barium chloride) بہ شکل $BaCl_2 2H_2O$ کا آبی تناؤ = ۴ مم

اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ اِن مرکبات میں پانی اُسی طرح تبخیر ہوتا ہے جس طرح معمولی پانی تبخیر ہوتے ہیں۔ وہ مرکبات جن کا آبی تناؤ سوڈے کے آبی تناؤ کی طرح پانی کے اپنے ذاتی آبی تناؤ کی سرحد کے قریب پہنچ جاتا ہے وہ معمولی تپشوں پر اپنا پانی جلد جلد کھو دیتے ہیں۔

اِس سلسلہ میں یہ بھی یاد رکھنا چاہیئے کہ کرۂ ہوائی کی ہوا میں بھی کچھ نہ کچھ پانی، بخار کی شکل میں موجود ہوتا ہے۔ چنانچہ وہ عموماً آبی بخار کے اعتبار سے سیری کی سرحد سے دو تہائی پر یا اِس سے کمتر پر رہتی ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ اِس بخار کا بھی اِس واقعہ پر کچھ نہ کچھ اثر پڑے۔ چنانچہ اِس آبی بخار کا جُزئی دباؤ ہائیڈریٹس (Hydrates) کے بجوگ کا مزاحم ہوتا ہے۔ مثلاً ۹° پر پانی کا آبی تناؤ ۸٫۶ مم ہے۔ اور اِس تپش پر کرۂ ہوائی میں پانی کا بخاری دباؤ بہ اعتبارِ اوسط ۵ مم کے قریب پہنچ جاتا ہے۔ اِس لئے وہ ہائیڈریٹ (Hydrate) جس کا آبی تناؤ ۹° پر گلابر[1] نمک کی طرح ۵ مم سے زیادہ ہو وہ اگر کھُلے برتن میں رکھا جائے تو اُس کے لئے ضروری ہے کہ خود بخود تحلیل ہو جائے۔ اور وہ ہائیڈریٹس (Hydrates) جن کا آبی تناؤ اِس حد سے کمتر ہے اُن کو ۹° پر اِس تحلیل کا موقع نہیں مل سکتا۔

---

[1] Glauber

چنانچہ کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) $CuSO_4 . 5H_2O$ کا یہی حال ہے۔ کیونکہ ۹° پر اس کا آبی تناؤ ۲ ملم ہے۔

ہائیڈریٹس (Hydrates) کے اس سلوک سے بادی النظر میں یہ معلوم ہوتا ہے کہ اُن کی ترکیب میں پانی کسی طور سے آزادانہ داخل ہے۔ لیکن حقیقت یہ نہیں۔ چنانچہ اِس بیان میں اگر الفاظ کا ضروری تغیر ملحوظ رکھ لیا جائے تو یہی بیان بجوگ کے اُن تمام واقعات پر صادق آجاتا ہے جو کیمیا کے حدود میں شامل ہیں۔ مثلاً آکسائیڈز[ز] (Oxides) ہر تپش پر ایک جداگانہ آکسیجنی دباؤ رکھتے ہیں۔ کاربونیٹس (Carbonates) کا بھی یہی حال ہے۔ صرف اِتنا فرق ہے کہ یہاں دباؤ، کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی ذات سے حادث ہوتا ہے۔ اِسی طرح اِس قماش کے ہر واقعہ پر ہم استدلال کر سکتے ہیں۔

ہائیڈریٹس (Hydrates) کے آبی تناؤ کی تخمین سے اِس بات کا بھی پتہ چل سکتا ہے کہ آیا کسی مرکب سے صِرف ایک ہی ہائیڈریٹ وجود پذیر ہوتا ہے۔ یا پانی کے سالمات کے تناسب کی کمی بیشی سے اِس کے تعدد کا بھی اِمکان ہے۔ مثلاً اگر کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کی صرف دو شکلیں یعنی $CuSO_4$ اور $CuSO_4 . 5H_2O$ ہی ممکن ہوں۔ اور ترکیب کے اعتبار سے اِن دو شکلوں کے بَین بَین کوئی اَور مرکب وجود پذیر نہ ہو تو $CuSO_4 + 5H_2O$ کے، کسی جُزءً تحلیل شدہ، نمونہ کو جُزءً $CuSO_4$ پر اور جُزءً $CuSO_4 . 5H_2O$ پر مشتمل ہونا چاہیئے۔ لیکن اگر کوئی بَین بَین کی شکل رکھنے والا مرکب، مثلاً $CuSO_4 . 3H_2O$، بھی ممکن ہو تو اِسس صورت میں

ز "ز" جمع کی علامت ہے۔

پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) کی خشکیدگی سے، جب تک کہ وہ کامل طور پر تحلیل نہ ہو جائے، $CuSO_4.3H_2O$ اور $CuSO_4.5H_2O$ کے آمیزوں کے سوا اور کوئی چیز پیدا نہیں ہو سکتی۔ یعنی ٹرائی[1] ہائیڈریٹ (Tri hydrate) کی تحلیل کا موقع صرف اُس وقت پیدا ہو سکتا ہے جب کہ پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) کا کوئی شائبہ باقی نہ رہے۔ اب ٹرائی ہائیڈریٹ (Tri hydrate) چونکہ ایک معیّن اور مختلف چیز ہے اِس لئے لازم ہے کہ وہ اپنے مخصوص آبی تناؤ کا مالک ہو۔ پھر کیا یہ ضروری نہیں کہ تجربی مطالعہ اِس ہائیڈریٹ کے وجود کو ثابت کردے؟

تجربہ سے ثابت ہے کہ واقعی کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے کئی ہائیڈریٹس (Hydrates) ہیں۔ ۵۰° پر پنٹا ہائیڈریٹ (Penta hydrate) کا آبی تناؤ ۴۷ مم ہے۔ اور جب تک کچھ نہ کچھ ناتحلیل شدہ پنٹا ہائیڈریٹ موجود رہتا ہے اِس قدر آبی تناؤ برابر محسوس ہوتا ہے۔ پھر جُوں ہی کہ پانی کا تناسب گھٹ کر $CuSO_4.3H_2O$ کے درجہ پر پہنچتا ہے آبی تناؤ یک بیک گھٹ کر ۳۰ مم پر آ جاتا ہے۔ اِس کے بعد اگر خشکیدگی کا عمل جاری رہے تو جب تک ہائیڈریٹ کی ترکیب $CuSO_4.H_2O$ کی حد پر نہ آ جائے اِس دفعہ سے تناؤ کی اِس مقدار میں کوئی فرق نہیں آتا۔ ہاں اِس موقع پر پہنچ کر البتہ تناؤ مانو[2] ہائیڈریٹ (Mono hydrate) کے تناؤ کی حد، یعنی ۵ ، ۴ مم، پر آ جاتا ہے اور جب تک تمام باقی ماندہ پانی کا دفعیہ نہ ہو جائے اِس حد پر برقرار رہتا ہے۔ اگر ان دو انتہائی مرکبات کے درمیان، تیسرا مرکب $CuSO_4.H_2O$ نہ ہوتا تو تناؤ ۴۷ مم

[1] ٹرائی (Tri) بمعنی تین۔

[2] مانو (Mono) بمعنی ایک۔

سے گھٹ کر فوراً ۵ء۴ ملی میٹر پر آجاتا۔

واقعاتِ بالا کے برعکس اگر نابیدہ کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) سے ابتدا کی جائے اور کوشش یہ ہو کہ ۵۰° پر بخار کی شکل کا پانی اِس کے ساتھ ترکیب کھا جائے تو اِس مطلب کے لئے بخاری دباؤ کی مقدار اقلاً ۵ء۴ ملی میٹر ہونی چاہیئے - اگر بخاری دباؤ اِس حد پر ہو تو پانی ایک سالمہ کے تناسب سے ترکیب کھا جائیگا۔ اور پھر اِس کے بعد مزید امتزاج رُک جائیگا۔ اب اگر مزید پانی کو ترکیب میں داخل کرنا منظور ہو تو آبی بخار کے ارتکاز کو اُس کی ابتدائی قیمت سے تقریباً سات گُنا بڑھا دینا ضروری ہے۔ یعنی اِس مطلب کے لئے بخاری دباؤ کو ۳۰ ملی میٹر تک پہنچا دینا پڑیگا۔ لیکن یہ حالت بھی پانی کے امتزاج کو صرف $CuSO_4.3H_2O$ کی حالت تک پہنچا سکتی ہے - اور مزید آبیدگی کے لئے اِس سے بھی زیادہ بخاری دباؤ (یعنی ۴۷ ملی میٹر) کی ضرورت ہے۔ بخاری دباؤ جب اِس حد پر پہنچ جائیگا تو $CuSO_4.5H_2O$ بنیگا۔ اور جب سب کا سب مرکب اِس شکل میں آجائیگا تو پھر اِس مرکب کی مزید آبیدگی کے لئے کوئی گنجائش باقی نہیں۔

اِن تقریروں سے ظاہر ہے کہ یہ واقعہ تین متعاکس تعاملوں پر مشتمل ہے جو اپنی اپنی ذات میں بخوبی متمیز ہیں۔ اور مرکب مذکور کی آبیدگی کے دَوران میں یکے بعد دیگرے حادث ہوتے ہیں :-

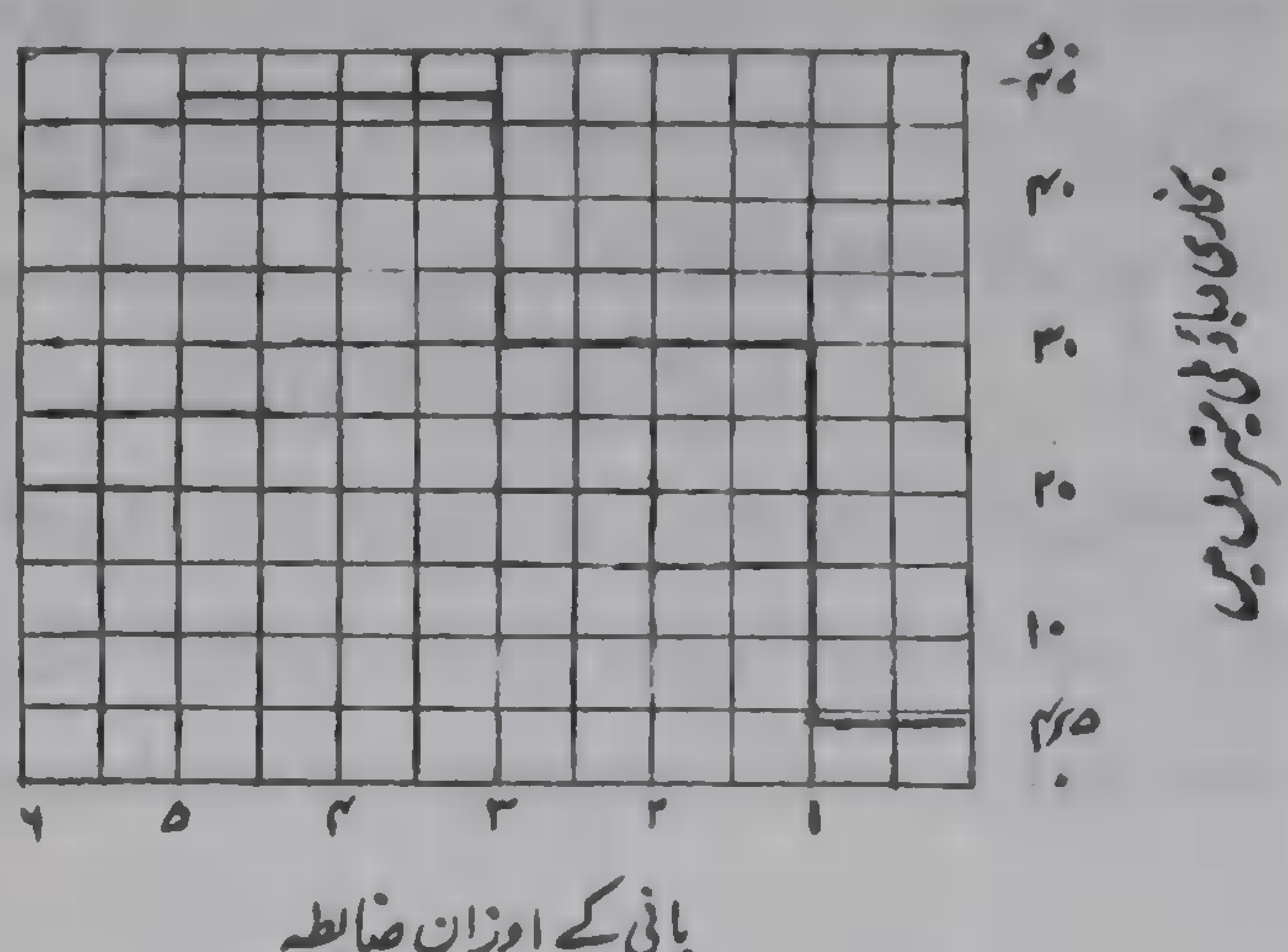
$$CuSO_4, + H_2O \rightleftarrows CuSO_4, H_2O$$

$$CuSO_4, H_2O + 2H_2O \rightleftarrows CuSO_4, 3H_2O$$

$$CuSO_4, 3H_2O + 2H_2O \rightleftarrows CuSO_4, 5H_2O$$

پہلے تعامل میں کیمیائی رغبت کا اظہار دُوسرے تعامل سے اور دُوسرے میں تیسرے سے زیادہ ہوتا ہے۔

شکل ۲۳ پر غور کرو - یہ اِن واقعات کی ترسیمی تعبیر ہے۔ اِس سے مرکباتِ مذکورہ کا سلوک زیادہ واضح ہو جائیگا - اِس میں کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے ایک وزنِ ضابطہ کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے پانی کا تناسب تعبیر کرنے کے لئے اُفقی محور اختیار کیا گیا ہے۔ اور ۵۰° کی تپش پر یہ پانی جس جس دباؤ کے ماتحت اِس مرکب میں داخل ہوتا ہے یا اُس سے خروج کرتا ہے اُس کی تعبیر کے لئے انتصابی محور مخصوص کرلیا گیا ہے۔ دیکھو H_2O کی حد تک دباؤ مستقل یعنی ۴٫۵ ہمر ہے۔ پھر اِس نقطہ سے آگے چل کر $3H_2O$ تک بھی مستقل ہے لیکن مقدار میں پہلے سے بہت زیادہ ہے اور $3H_2O$ اور $5H_2O$ کے درمیان بھی مستقل ہے لیکن اُس کی مقدار اور زیادہ بڑھ گئی ہے۔



شکل ۲۳

اِسی تپش یعنی ۵۰° پر آزاد پانی کا تناؤ ۹۲ ہمر ہوتا ہے۔ یہ تناؤ اِسی مقدار پر مستقل رہتا ہے اور پانی کی مقدار کا اُس پر کوئی اثر نہیں پڑتا۔ اِس لئے ضروری ہے کہ ترسیماً وہ ایک ہی مسلسل خط پر رہے اور یہ خط اُفقی محور کا متوازی اور اُفقی محور سے ترسیمِ مذکور کے بلند ترین

خط کی بہ نسبت دو چند بلندی پر ہو۔

اِس تقریر سے یہ بات بھی بخوبی ذہن میں آسکتی ہے کہ فانوس کے نیچے اگر نابیدہ کیوپرک سلفیٹ کے پاس کسی برتن میں پانی رکھا ہو تو پانی کا بخار مرکبِ مذکور کی کامل آبیدگی کے لئے ارتکاز کی جس حد پر ہونا چاہیئے اِس بند فضار میں وہ اُس سے زیادہ مُرتکز ہوگا۔ یہ بھی ظاہر ہے کہ ۵۰° پر ۵ء۴ ممر بخاری دباؤ پانی کو نابیدہ کیوپرک سلفیٹ (Cupric Sulphate) کے ساتھ ترکیب دے دیتا ہے۔ اور اِسی تپش پر آبی بخار کی اِماعت کے لئے ۹۲ ممر دباؤ درکار ہے۔

اِس بحث سے یہ بات بھی بخوبی روشن ہو سکتی ہے کہ جن ہائیڈریٹیں (Hydrates) کو بدارج بجوگ ہوتا ہے اُن کے پانی کا آخری وزنِ ضابطہ جنسیت میں پانی کے دیگر اوزانِ ضابطہ سے مختلف نہیں۔ صرف اِتنا فرق ہے کہ وہ مقابلۃً زیادہ زور کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے۔ اِس بنا پر اسے بعض علمائے کیمیا، ہائیڈریٹیں (Hydrates) کا آبِ نظم کہتے ہیں لیکن یہ ظاہر ہے کہ اِس پانی کو باقی پانی سے جو کچھ اختلاف ہے وہ محض وابستگی کے مدارج کا اختلاف ہے۔ اور اس اختلاف کی بناء پر اِس پانی کے لئے جُداگانہ نام کا اختیار کرنا کچھ ضروری نہیں۔ مرکبات کی آبیدگی کا پانی جب حرارت پہنچا کر کسی مرکب کے وجود سے خارج کر دیا جاتا ہے تو وہ مرکب عموماً ریزہ ریزہ ہوجاتا ہے۔ اس بناء پر آبیدگی کے پانی کو اکثر قلماؤ کا پانی بھی کہا جاتا ہے۔ لیکن یہ اصطلاح کئی ایک وجوہات سے محض نامناسب ہے۔ اِس اصطلاح سے یہ اشتباہ ہوتا ہے کہ پانی اور قلماؤ میں کوئی خاص تعلق ہے حالانکہ واقعہ یہ نہیں۔ چنانچہ گندک گیلینا (Galena)، پوٹاسیئم کلوریٹ (Potassium chlorate)، اور ہزارہا اَور قلمی

چیزیں، ہیں جن میں پانی کے عنصر موجود نہیں ہوتے - اور وہ چیزیں جو پانی کے ساتھ ترکیب کھاتی ہیں اُن کے لئے بھی یہ کچھ ضرور نہیں کہ جب پانی اُن میں باقی نہ رہے تو وہ محض نقلی ہو جائیں - اُن کا تو یہ حال ہے کہ وہ سب کی سب اپنی اماعت کی حالت سے یا کسی غیر آبی محلّل سے بخوبی قلما جاتی ہیں - یہ اور بات ہے کہ ان قلمی شکلوں میں وہ اپنے ہائیڈریٹس (Hydrates) سے جُداگانہ چیزیں ہوتی ہیں اور اس لئے ان کی قلمی شکل و صورت بھی اُن کے ہائیڈریٹس (Hydrates) کی شکل و صورت سے مختلف ہوتی ہے -

یہی واقعہ ایک اور پہلو سے دیکھا جائے تو اس مضمون کا سمجھنا زیادہ آسان ہو سکتا ہے - آئیسلینڈ سپار (Iceland Spar) کا یہ حال ہے کہ جب اُس کے وجود سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) نکل جاتا ہے تو وہ غیر شفاف اور متخلخل ہو جاتا ہے یا سفوف کی شکل میں آجاتا ہے - دیگر قلمی کاربونیٹس (Carbonates) جو حرارت سے تحلیل ہو جاتے ہیں اُن کا بھی یہی حال ہے - اِس واقعہ کو بھی ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ اِن مرکبات کی قلمی شکلوں کا زائل ہو جانا، کاربن ڈائی آکسائیڈ کے اخراج کا نتیجہ ہے - لیکن یہ آج تک کسی کو نہیں سوجھی کہ اِس کاربن ڈائی آکسائیڈ کو قلماؤ کے پانی کی طرح، قلماؤ کا کاربن ڈائی آکسائیڈ کہنا چاہیئے! حقیقت یہ ہے کہ تمام خالص کیمیائی چیزیں، ٹھوس کی حالت میں، جب کسی قیام پذیر طبعی حالت میں ہوتی ہیں تو قلمی ہی ہوتی ہیں - اور نقلی چیزیں صرف مایعات ہیں جب کہ وہ اپنے انجماد کی سرحد سے آگے تک ٹھنڈے کر دیئے گئے ہوں اور اِس پر بھی مایع ہی کی حالت میں ہوں -

یہ اصطلاح در اصل غلط فہمی سے پیدا ہوئی ہے۔ اور اب جب کبھی استعمال کی جاتی ہے تو وہ غلط فہمی بھی اِس کے ساتھ ساتھ رہتی ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ بعض ہائیڈریٹس (Hydrates) بہ آسانی تحلیل ہو جاتے ہیں۔ اِس سے یہ خیال پیدا ہوا کہ اِن چیزوں کے وجود میں پانی اپنی جداگانہ ہستی پر قائم ہوتا ہے۔ اور ترکیب کھا جانے سے اُس کی ہویت میں کوئی فرق نہیں آتا لیکن یہ خیال ایسا ہی باور ہوا ہے جس طرح کوئی یہ کہے کہ کاربونیٹس (Carbonates) کے وجود میں کاربن ڈائی آکسائیڈ علیٰحالہ موجود ہوتا ہے۔ ہائیڈریٹس کے اندر فی الحقیقت پانی کے عناصر کا وُہی حال ہے جو شکر اور الکوہل (Alcohol) کی ترکیب میں ہے۔ اِس بات کی کوئی شہادت موجود نہیں کہ شکر اور الکوہل کے برعکس، ہائیڈریٹس میں پانی اپنی ہویت پر قائم ہوتا ہے۔ پھر اگر اِن نامیاتی چیزوں کے وجود میں پانی کی ہویت کا تصور جائز نہیں تو ہائیڈریٹس کے وجود میں اِس کا تصور کون سے وجوہ کی بناء پر جائز ہو سکتا ہے؟

ہائیڈریٹس (Hydrates) تحلیل ہو کر ایسی چیزوں میں بٹ جاتے ہیں جو اپنی اپنی جداگانہ ہستی پر قادر ہیں۔ اور اِن ہی چیزوں کے باہم ترکیب کھانے سے صورت پذیر ہوتے ہیں۔ اِس لئے اِن کا شمار بھی سالمی مرکبات میں ہے۔ چنانچہ امونیا اور نمکوں کے مرکبات (مثلاً 2AgCl.3NH3)، نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور نمکوں کے مرکبات، اور نمکوں کے اپنے باہمی مرکبات یعنی دوہیلے نمک، بھی اپنے اپنے سلوک کے اعتبار سے اِسی طرح سالمی مرکبات کی جماعت کے ارکان ہیں۔

پانی کی ترکیب

ہائیڈروجن اور آکسیجن وزناً اور حجماً جن تناسبوں میں ترکیب کھاکر پانی پیدا کرتی ہیں اُن کی تخمین کے متعلق اِس اہتمام اور عمومیت کے ساتھ تحقیقاتیں کی گئی ہیں کہ اِس قدر اہتمام اور عموم اِس قسم کے کسی اَور مسئلۂ واحد کی تحقیقات کو میسّر نہیں آیا۔ اِن دو طرح کی تخمینوں میں وزنی تخمین بالخصوص اشکالات سے بھری ہوئی ہے۔ اور یہ اشکال اِس لئے پیدا ہوتے ہیں کہ پانی کے دونوں اجزائے ترکیبی گیسی چیزیں ہیں۔ اِس لئے اِن کا وزن کرنا آسان نہیں۔

وزنی تناسب کی سب سے پہلی قابلِ وثوق تخمین فرانسیسی عالمِ کیمیا ڈوماس[1] کا کارنامہ ہے۔ اور اِس کے نتائج زمانۂ حال کے قریب تک کیمیا کی تمام تصنیفات میں وثوق و اعتماد کی نگاہوں سے دیکھے گئے ہیں۔ اِس محقق کے تجربوں نے ثابت کیا ہے کہ پانی کی ترکیب میں وزناً ہائیڈروجن اور آکسیجن کا تناسب ۲ : ۱۵٫۹۶ کا تناسب ہے۔

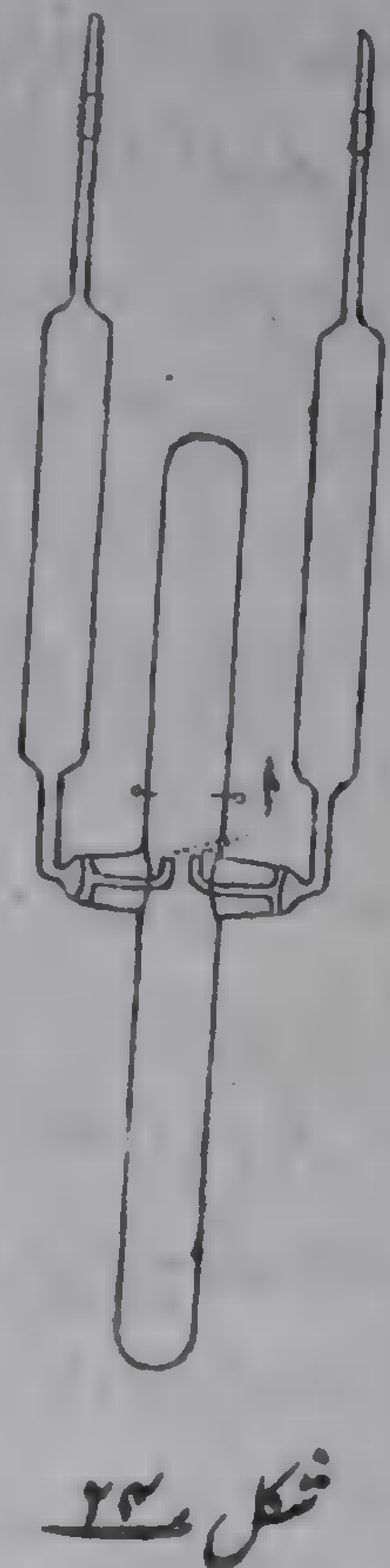
۱۸۸۷ء میں البتہ اِس نتیجہ کی صحت مشتبہ ہوگئی۔ چنانچہ کیزر[2] نے اپنے تجربوں کی بنار پر آکسیجن کے لئے ایسا عدد حاصل کیا جو ۱۵٫۹۶ سے کمتر ہے۔ اور یہ کمی اِس قدر ہے کہ نظرانداز نہیں ہو سکتی۔ پھر اَور محققین کے نتائجِ تخمین نے اِس امر کی تصدیق بھی کر دی کہ ڈوماس کا معلوم کیا ہؤا تناسب غالباً حقیقت سے بہت زیادہ ہے۔ اور آخرِ کار ایڈورڈ مارلے[3] کی تحقیقات نے اِس بحث کا آخری فیصلہ کر دیا۔

لہ ۱ Dumas

لہ ۲ Keiser

لہ ۳ Edward morley

محقق مذکور نے اِس موضوع پر جو تجربے کئے ہیں اُن میں سب سے زیادہ دلچسپ اور سب سے زیادہ نتیجہ خیز وہ ہیں جن میں اُس نے پانی کی تالیف سے کام لیا ہے - اِن تجربوں میں اُس نے ہائیڈروجن اور آکسیجن دونوں کو تولا - اور پھر اِن کے باہم ترکیب کھانے سے جو پانی پیدا ہُوا اُس کو بھی تول کر دیکھ لیا- اِس مطلب کے لئے محقق مذکور نے یہ طریقِ عمل اختیار کیا ہے کہ ہائیڈروجن کو پیلیڈیئم (Palladium) میں جذب کر کے مقیّد کر لیا- اور اِس طرح سے ہائیڈروجن کی بہت سی مقدار کو مطوّل جوف میں رکھ لینے کا موقع مل گیا- پھر تجربہ کے دوران میں مناسب تدبیر سے گرم کر کے اِس ہائیڈروجن کو پیلیڈیئم سے نکال لینا کچھ مشکل نہ تھا- آکسیجن کے لئے یہ انتظام کیا کہ اُسے ۱۵ - ۲۰ لیٹر گنجائش کے بڑے بڑے مجوّف کُروں میں رکھ لیا- پھر تجربہ کے بعد تول کر دیکھا کہ پیلیڈیئم (Palladium) کی نلی اور آکسیجن کے مجوّف کُروں کے وزن میں کتنی کتنی کمی پیدا ہوئی ہے- یہ ظاہر ہے کہ اِس طرح صَرف شدہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کے وزن معلوم ہو جانا چاہئیں-



شکل ۲۴

بس آخر میں مارلے[1] نے اِن گیسوں کے باہم ترکیب دیئے

[1] Morley

اور پیدا شدہ پانی کو جمع کرنے کا انتظام کیا اس کی تصویر شکل ۲۴
میں دکھائی گئی ہے - اِس میں گیسیں اُن دو چھوٹی چھوٹی نلیوں کے
رستے داخل ہوتی تھیں جن کو تصویر میں ۲ سے تعبیر کیا گیا ہے۔
اِن نلیوں سے ذرا اُوپر پلاٹینم (Platinum) کے تار لگا دیئے
گئے تھے - اِن تاروں کے رستے برقی شرارے گزرتے تھے اور
گیسوں میں کیمیائی تعامل شروع کر دیتے تھے یا حسب ضرورت اِس
تعامل کو برقرار رکھتے تھے - آلہ پہلے آکسیجن سے بھر دیا جاتا تھا
اور ہائیڈروجن اُس نلی کے مُنہ پر جلائی جاتی تھی جس کے رستے وہ
آلہ کے اندر داخل ہوتی تھی - آلہ کا یہ حِصّہ پانی میں ڈوبا رہتا تھا۔
اور پانی کے لئے ایسا برتن انتخاب کیا گیا تھا جس کی دیواریں شفاف
تھیں تاکہ آلہ کے اندر کیمیائی تعامل کے واردات نگاہ میں رہیں۔
پانی کے اثر سے بھاپ ٹھنڈی ہو ہو کر مائع بنتی جاتی تھی - اور آلہ
کے پیندے میں جمع ہوتی جاتی تھی - یہ ظاہر ہے کہ بھاپ کے
اِس طرح بستگی میں آ جانے سے آلہ کے اندر خلا پیدا ہو جانا چاہیئے۔
اور پھر ضروری ہے کہ آکسیجن مجوّف کُروں سے خود بخود اِس
آلہ میں کھنچ کھنچ کر آتی جائے -

اِس طرح سے مارلے نے اِس بات کا امکان پیدا
کر لیا کہ بیالیس لیٹر ہائیڈروجن اور اکیس لیٹر آکسیجن تقریباً
ڈیڑھ گھنٹے میں باہم ترکیب کھا جائیں۔

ہر تجربہ کے اختتام پر آلہ کے اِس حِصّہ کو باقی حِصّوں سے جُدا
کر کے انجمادی آمیزہ میں رکھ دیا جاتا تھا - جس کا نتیجہ یہ تھا کہ
پانی یخ بن جاتا تھا اور اِس کا بخار بھی عملاً سب کا سب
بستگی میں آ جاتا تھا - پھر آلہ کی باقی ماندہ گیس کو نکال کر اُس کی
ماہیت اور مقدار معلوم کر لی جاتی تھی - یہ ظاہر ہے کہ آلہ کے وزن
کا اضافہ پیدا شدہ پانی کا وزن ہونا چاہیئے -

ہر تجربہ کی کامیابی کا اندازہ کرنے کے لئے یہ اہتمام تھا کہ حاصل شدہ پانی کے ساتھ، صرف شدہ آکسیجن اور ہائیڈروجن کے مجموعی وزن کا مقابلہ کر لیا جاتا تھا۔ صاحبِ تجربہ کی مہارتِ عمل کا یہ عالم تھا اور ضروری مقامات پر تصحیح کا ایسا مناسب اہتمام تھا کہ یہ مقابلہ وزنوں کے کسی قابلِ لحاظ فرق پر دلالت نہ کر سکا۔

تجربوں کے اِس سلسلہ سے آخرِ کار پانی کی ترکیب کے بارے میں یہ نتیجہ مرتب ہؤا کہ پانی کی ترکیب میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کا تناسب ۲ : ۱۵٫۸۷۹ متصور ہونا چاہیئے۔ پھر مارلے[1] نے ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تناسب کی تحقیق کے لئے دُوسرے قاعدے بھی اختیار کیے۔ اور اُن کے نتائج نے اِس نتیجہ کی تصدیق کر دی۔ علاوہ بریں دیگر محققین نے اِن گیسوں کے تناسب کو تعبیر کرنے کے لئے جن اعداد کا استنباط کیا ہے یہ نتیجہ اُن کے اوسط کے ساتھ بھی عین مطابق ہے۔

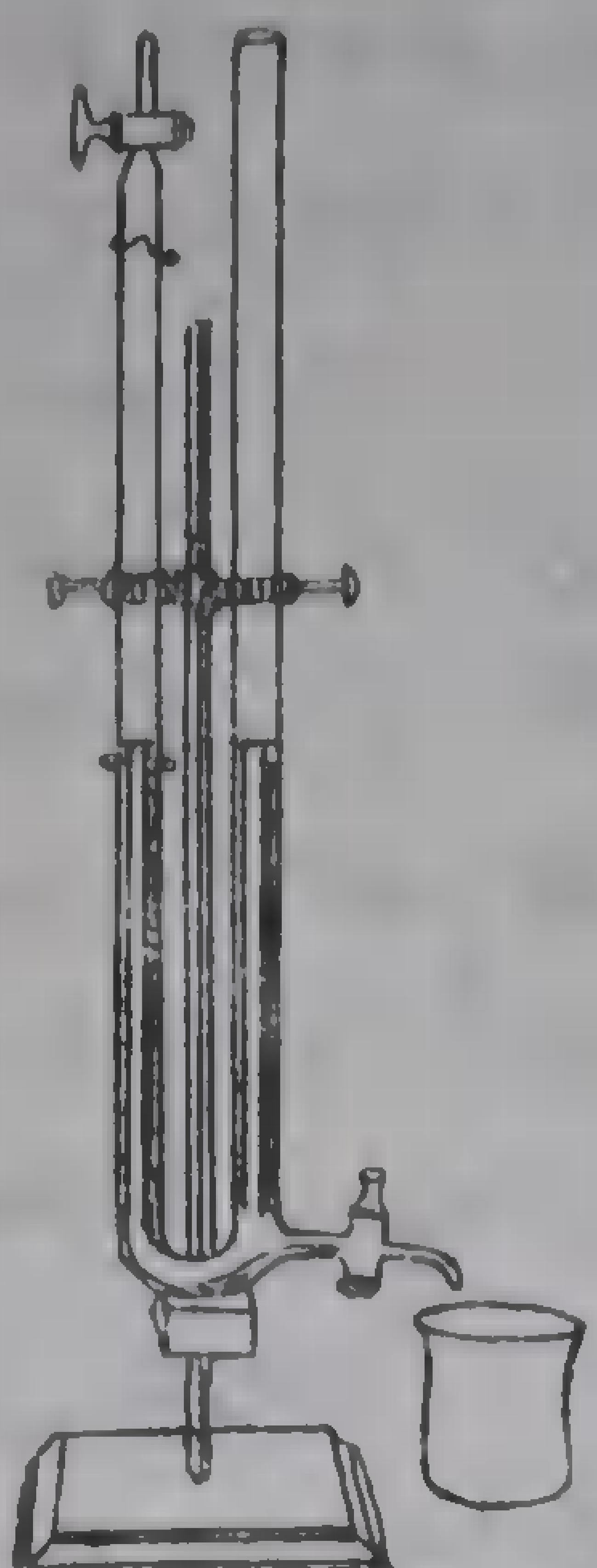
مارلے نے اپنے نتیجۂ تخمین اور دُوسرے علماء کے قابلِ اعتماد نتائجِ تخمین کو ملحوظ رکھ کر یہ رائے قائم کی ہے کہ پانی کی ترکیب میں وزناً ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تناسب کی غالب ترین قیمت ۲ : ۱۵٫۸۷۹ یا بہ شکلِ دیگر ۲٫۰۱۵ : ۱۶ ہے۔ اور حجماً ہائیڈروجن اور آکسیجن کا تناسب ۲٫۰۰۲۷ : ۱ کا تناسب ہے۔

یہ واقعہ بہ آسانی ثابت کیا جا سکتا ہے کہ پانی کی ترکیب میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کا حجمی تناسب ۲ : ۱ کے بہت قریب قریب ہے۔ اِس مطلب کے لئے ہم ایک ایسی لا نما نلی (شکل ۲۵) استعمال کر سکتے ہیں جس کی ایک ساق کا مُنہ روک ڈاٹ سے بند ہو۔ یہ ساق درجہ دار

---

[1] Morley

بھی ہونی چاہیئے تاکہ گیس پیما کا کام دے سکے - اِس ساق کو پارے سے بھر لو - پھر اِس میں ہائیڈروجن اور آکسیجن میں سے ایک گیس کی کچھ مقدار داخل کر کے دونوں ساقوں میں پارے کو یکساں بلندی پر لاؤ - اور اِس گیس کا حجم پڑھ لو - اِس کے بعد دُوسری گیس کی کچھ مقدار داخل کرو - اور اُسی طرح اِس کا حجم بھی معلوم کر لو - فرض کرو کہ ۱۵ مکعب سم ہائیڈروجن اور ۱۰ مکعب سم آکسیجن اِس طرح گیس پیما میں داخل کر لی گئی ہے -



شکل ۲۵

اب دُوسری ساق میں لبالب پارا بھرو - اور اِس کا مُنہ اپنے انگوٹھے سے بخوبی بند کر لو - اِس کے بعد پلاٹینم (Platinum) کے تاروں کے ذریعہ گیسوں کے آمیزہ میں برقی شرارہ گزار کر آمیزہ کو دھماکا دو - گیسوں کے کیمیائی تعامل سے جو بھاپ پیدا ہوگی وہ بہت جلد بستگی میں آ کر پانی بن جائیگی - اور یہ پانی اِتنی ذرا سی جگہ میں سما جائیگا کہ اُس کا حجم کچھ قابلِ لحاظ نہ ہوگا - پھر جب نلی کے مُنہ پر سے انگوٹھا ہٹا لیا جائیگا تو پارا، گیس پیما میں چڑھ کر گیسوں کے صرف شدہ حصّہ کی جگہ لے لیگا -

اگر اتفاقاً آمیزہ میں گیسوں کا حجمی تناسب عین وُہی ہو جس میں یہ گیسیں باہم ترکیب کھاتی ہیں تو ظاہر ہے کہ پارا پُورے گیس پیما کو بھر لیگا - ورنہ دونوں میں سے کسی نہ کسی گیس کا زائد حصّہ باقی بچا رہیگا - اب حسبِ قاعدہ اِس باقی ماندہ گیس کا حجم معلوم کیا جا سکتا ہے - جس تناسب میں ہم نے یہ گیسیں لی ہیں اِس کے بموجب باقی ماندہ گیس آکسیجن ہوگی -

اور اس کا حجم عین ۲۵ء۲ مکعب سمر کے قریب ہوگا۔

اِن واقعات سے بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ ۱۵ مکعب سمر ہائیڈروجن نے ۵ء۷ مکعب سمر آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھائی ہے۔ یا دُوسرے لفظوں میں ہم یوں کہہ سکتے ہیں کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کا حجمی تناسب ۲ : ۱ ہے۔

گے لسک کے کُلیہ کا اطلاق پانی کی حجمی ترکیب پر

تجربۂ بالا سے جو نتیجہ مترتّب ہؤا ہے اُس پر غور کرو۔ کس قدر الجبری تعین کے ساتھ چھوٹے چھوٹے اعداد اِس تناسب کو تعبیر کرتے ہیں۔ پھر کیا یہ واقعہ محض بخت و اتفاق کا نتیجہ ہو سکتا ہے!! حقیقت یہ ہے کہ یہ واقعہ بھی اُس علمی صداقت کا ایک بیّن ثبوت ہے جسے گے لسکؔ[1] نے ایک کُلیہ کی شکل میں بیان کر دیا ہے۔ یعنی

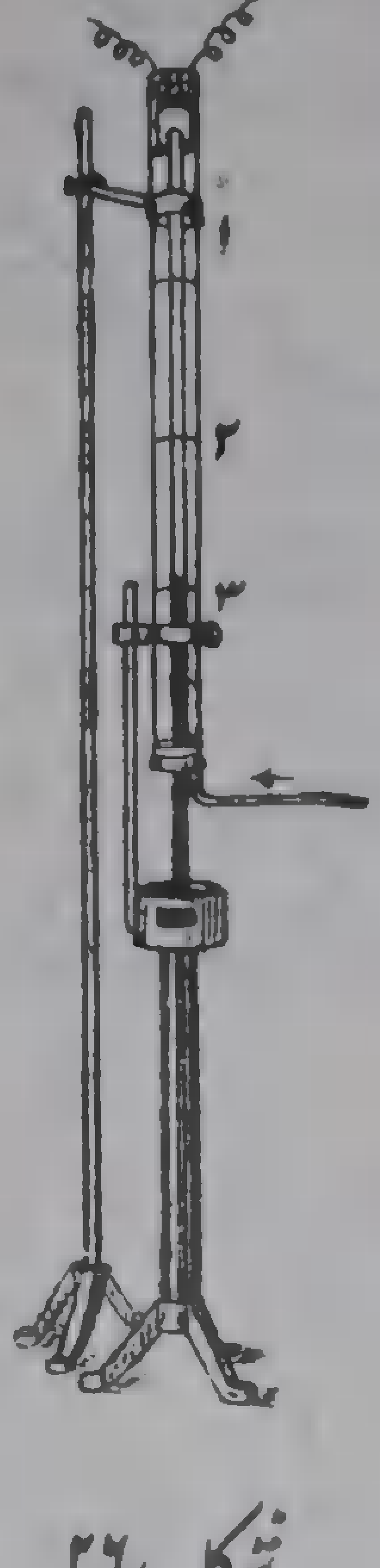
جب کبھی گیسیں باہم ترکیب کھاتی ہیں تو اِن کی باہم ترکیب کھانے والی مقداروں کے حجم سادہ تناسب میں ہوتے ہیں۔ اور اگر گیسوں کے تعامل کا حاصل بھی گیسی چیز ہو تو اُس کا حجم بھی اجزائے ترکیبی کے حجموں کے ساتھ سادہ تناسب رکھتا ہے۔ یہ البتہ ہر حال میں شرط ہے کہ حجموں کی تخمین مساوی تپش اور دباؤ کے ماتحت کی جائے۔

یہ بات تو بخوبی معلوم ہو گئی کہ اِس کُلیہ کا پہلا حصّہ پانی کے اجزائے ترکیبی پر کس خوبی سے صادق آتا ہے۔ اب آؤ یہ دیکھیں کہ پانی کا حجم کُلیہ کے دُوسرے

[1] Gay Lussac

حصّہ کی کس حد تک تصدیق کر سکتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے تجربۂ بالا میں تپش ابتدا سے آخر تک ۱۰۰° رہنی چاہیئے تاکہ تعامل کا حاصل یعنی پانی بھی گیسی حالت میں رہے۔ اور اُس کے حجم کا، ہائیڈروجن اور آکسیجن کے حجموں سے مقابلہ کرنے کے لئے مناسبت پیدا ہو جائے۔ جب ہم تجربہ کو اِس اہتمام کے ساتھ سر انجام دیتے ہیں تو یہ نتیجہ مرتب ہوتا ہے کہ دو حجم ہائیڈروجن اور ایک حجم آکسیجن کے باہم ترکیب کھانے سے نہایت تقریبی طور پر عین دو حجم بھاپ پیدا ہوتی ہے۔ مثلاً جب ۱۵ مکعب سمر ہائیڈروجن ۷٫۵ مکعب سمر آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے تو ۱۵ مکعب سمر بھاپ بنتی ہے۔

تجربہ میں یہ امر نہایت ضروری ہے کہ ہائیڈروجن، آکسیجن اور بھاپ کے حجموں کی تخمین میں دباؤ مساوی اور تپش تمام تجربہ کے دوران میں مستقل (۱۰۰°) رہے۔ اِن دو شرطوں میں سے پہلی شرط پارے کے مناسب انتظام سے بخوبی پوری ہو سکتی ہے۔ اور دوسری شرط کے لئے گیس پیما کے گرد ایک اور نلی (شکل ۲۶) غلاف کے طور پر رکھ کر اور اس نلی میں بھاپ بھر کر پوری کی جا سکتی ہے۔



شکل ۲۶

تجربہ کے وقت غلاف پر نشانات ۱، ۲، ۳ اِس طرح لگا دینا چاہئیں کہ گیس پیما تین مساوی حصّوں میں تقسیم ہو جائے۔ یہ تینوں حصّے اگر ہائیڈروجن اور آکسیجن سے اِس طرح

بھر لئے جائیں کہ آمیزہ میں حجماً دو حصّے ہائیڈروجن اور ایک حصّہ آکسیجن ہو تو دھماکے کے بعد اُتنے ہی دباؤ کے ماتحت جتنا کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کے آمیزہ پر تھا نلی کے تین میں سے صرف دو حصّے، پارے سے خالی رہ جائینگے۔ اور اِن دو حصّوں میں یقیناً بھاپ ہوگی۔

اس تجربہ کا حاصل یہ ہے کہ حجماً دو حصّے ہائیڈروجن ایک حصّہ آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاکر دو حصّے بھاپ پیدا کرتی ہے۔

۲- ہائیڈروجن پر آکسائیڈ

Hydrogen peroxide

H_2O_2

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے خفیف خفیف سے شائبے، بارش کے پانی میں اور برف میں پائے جاتے ہیں۔ جب مرطوب دھاتوں کو زنگ آتا ہے تو اِس عمل کے دوران میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے کچھ شائبے پیدا ہوتے ہیں لیکن اِس پیدائش کے اسباب ابھی معلوم نہیں ہوئے۔

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی تیاری

۱- جب کسی ہلکائے تُرشہ میں تھوڑا تھوڑا کر کے سوڈیئم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) ملایا جاتا ہے تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) بنتا ہے :-

$$Na_2O_2 + 2HCl \rightleftharpoons 2NaCl + H_2O_2$$

پھر اگر ایتھر (Ether) ڈال ڈال کر ملایا جائے تو اِس طرح ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) نمکِ مذکور سے، اور پانی کے بیشتر حصّہ سے، جُدا کیا جا سکتا ہے۔ لیکن پانی اور ایتھر میں اِس کی اضافی حل پذیری ۱ : ۰.۰۵۹۶ ہے۔ لہٰذا اس مطلب کے لئے بہت سا ایتھر درکار ہوتا ہے۔ ایتھر دار طبقہ اُوپر آجاتا ہے۔ اگر ایتھر دار طبقہ جُدا کر لیا جائے اور پھر اُسے تبخیر کیا جائے تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا طاقتور آبی محلول بہم پہنچ سکتا ہے۔

۲- جب آبیدہ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide)

$BaO_2.8H_2O$ ٹھنڈے ہلکائے سلفیورک تُرشہ میں مِلا کر ہلایا جاتا ہے تو یہاں بھی ویسا ہی تعامل ہوتا ہے :—

$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightleftharpoons BaSO_4 + H_2O_2$$

رسوب

زائد سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کے دفعیہ کے لئے بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کا محلول احتیاط کے ساتھ لانا چاہیئے یہاں تک کہ بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی ترسیب مکمل ہو جائے :—

$$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightleftharpoons BaSO_4 + 2H_2O$$

رسوب

۳- تعامل بالا میں سلفیورک تُرشہ کی بجائے ہائیڈرو کلورک تُرشہ سے یا فاسفورک تُرشہ سے بھی کام لیا جا سکتا ہے - اور تجارتی پیمانہ پر تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی صنعت میں زیادہ تر فاسفورک (Phosphoric) تُرشہ ہی استعمال ہوتا ہے -

تیاری کا جونسا قاعدہ بھی استعمال کیا جائے یہ بات ہر حال میں نہایت ضروری ہوتی ہے کہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) کے محلول میں تعامل کے دیگر حاصلوں کی ترسیب کامل ہو اور کوئی اور لوث بھی باقی نہ رہ جائے - مثلاً جب ہائیڈرو کلورک (Hydrochloric) تُرشہ سے کام لیا جاتا ہے تو بیریئم کلورائیڈ (Barium chloride) پیدا ہوتا ہے - اور یہ نمک پانی میں حل پذیر ہے - اس کی ترسیب کے لئے سلور سلفیٹ (Silver Sulphate) ملانا پڑتا ہے :—

$$BaCl_2 + Ag_2SO_4 \rightleftharpoons BaSO_4 + 2AgCl$$

رسوب رسوب

۴- بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) کو

پانی میں معلّق رکھ کر اِس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گزارا جائے تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا آبی محلول حاصل ہوتا ہے :—

$$BaO_2 + CO_2 + H_2O \leftrightarrows BaCO_3 + H_2O_2$$

رسوب

تخلیص

اِن قاعدوں سے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے محض آبی محلول حاصل ہوتے ہیں۔ اِن محلولوں کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت رکھ کر کشید کرنے سے خالص ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) حاصل ہو سکتا ہے۔ یہ مرکب طیران پذیری میں پانی سے کمتر ہے۔ لیکن جب ۱۰۰° پر پہنچتا ہے تو تُندی کے ساتھ تحلیل ہوتا ہے۔ اور پانی اور آکسیجن میں بٹ جاتا ہے۔ اِس اشکال سے بچنے کے لئے ضروری ہے کہ اِس کا طیران، نقطۂ مذکور سے پست تر تپش پر حادث ہو ورنہ کشید کے عمل سے اِس کا استحصال ممکن نہیں۔ اور اِس مطلب کے لئے مایع کی سطح پر دباؤ کا کم ہونا لازم ہے۔ ۶۸ مم دباؤ کے ماتحت پانی پہلے کشید ہوتا ہے۔ یعنی یہ واقعہ تقریباً ۴۰° پر پیش آتا ہے اور پھر مایع کا جو حِصّہ باقی رہ جاتا ہے وہ ۸۴ — ۸۵° پر جوش کھاتا ہے۔ اور تقریباً سب کا سب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) ہوتا ہے۔

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا تجارتی محلول عموماً ۳ فی صدی H_2O_2 پر مشتمل ہوتا ہے۔ اِس مایع کو ۷۰° پر تبخیر کرنے سے ۴۵ فی صدی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ حاصل ہو سکتا ہے۔ اور اِس تبخیر کے دوران میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کچھ زیادہ اُڑنے نہیں پاتا۔

بیریئم پر آکسائیڈ اور سلفیورک ترشہ کا تعامل

یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ آبیدہ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) کی بہ نسبت معمولی بیریئم پر آکسائیڈ پانی میں کچھ کمتر حل پذیر نہیں۔ اور اس پر بھی واقعہ یہ ہے کہ معمولی بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) مقابلۃً بہت آہستہ آہستہ حل ہوتا ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ معمولی بیریئم پر آکسائیڈ، بیریئم آکسائیڈ (Barium oxide) کو آکسیجن میں گرم کرکے تیار کیا جاتا ہے۔ اور اس کے اجزاء باہم بہت پیوستہ ہوتے ہیں۔

حقیقت یہ ہے کہ بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) کی طرح جتنی چیزیں کم حل پذیر ہیں یا آہستہ آہستہ حل ہوتی ہیں اُن سب کا یہی حال ہے کہ اُن کا کیمیائی تعامل بہت پیچیدہ ہو جاتا ہے۔ چنانچہ تعامل میں صرف وُہی حصہ شریک ہو سکتا ہے جو حل ہو چکا ہوتا ہے۔ اور اِس طرح حل شدہ اور ناحل شدہ چیزوں میں ایک طبیعی تعادل پیدا ہو جاتا ہے :-

BaO_2 (ٹھوس) $\leftrightarrows$ BaO_2 (حل شدہ)

اور اِس تعادل کے ٹوٹنے سے کیمیائی تعامل کے لئے مادہ بہم پہنچتا ہے۔ اِس لئے کیمیائی تعامل کو اِس تعادل کی شکست کا متعاقب رہنا پڑتا ہے۔ یعنی اگر تعادل جلد جلد ٹوٹتا جا رہا ہو تو کیمیائی تعامل بھی تیز ہوتا ہے۔ اور اگر تعادل جلد جلد نہ ٹوٹ رہا ہو تو ظاہر ہے کہ کیمیائی تعامل کو متعامل مادہ جلد جلد میسّر نہیں آسکتا۔ اور پھر نتیجۃً تعامل کا سُست ہو جانا امرِ لازم ہونا چاہیئے۔ جب بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی ترسیب ہوتی ہے تو اِس سے کیمیائی تغیر کے پیچھے بھی ایک طبیعی تعادل پیدا ہو جاتا ہے :-

$BaSO_4$ (حل شدہ) $\rightleftarrows$ $BaSO_4$ (ٹھوس)

اور اِس طرح پیچیدگی پر ایک اَور پیچیدگی بڑھ جاتی ہے جس کا نتیجہ یہ ہے کہ کیمیائی تعامل کے دونوں پہلو یعنی پس و پیش پیچیدگیوں سے گھِر جاتے ہیں۔

اِس تقریر سے ظاہر ہے کہ جب کمتر حل پذیر چیزیں استعمال کی جاتی ہیں یا پیدا ہوتی ہیں تو تعادلات کا ایک سلسلہ بپا ہو جاتا ہے جس میں کا ہر ایک دُوسرے پر موقوف ہوتا چلا جاتا ہے۔ مثلاً اُسی بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کے تعامل پر غور کرو:—

$$BaO_2 \text{ (ٹھوس)} \rightleftarrows BaO_2 \text{ (حل شدہ)} + H_2SO_4$$

$$\rightleftarrows H_2O_2 + BaSO_4 \text{ (حل شدہ)} \rightleftarrows BaSO_4 \text{ (ٹھوس)}$$

اگر بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی ترسیب رُک جائے تو وہ محلول میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے ساتھ تعامل کریگا۔ اور یہ تعامل عملِ وسطی کا رُخ پیچھے کی طرف پھیر دیگا۔ جس کا نتیجہ یہ ہوگا کہ بیریئم سلفیٹ (Barium sulphate) کی بجائے بیریئم پر آکسائیڈ (Barium Peroxide) کی ترسیب شروع ہو جائیگی۔ لیکن بیریئم پر آکسائیڈ (Barium Peroxide) اور سلفیورک تُرشہ کے تعامل میں تم نے دیکھ لیا ہے کہ اِس اشکال کے باوجود ہائیڈروجن پر آکسائیڈ حاصل ہو سکتا ہے۔ یہ کامیابی حقیقت میں اِس بات پر موقوف ہے کہ بیریئم سلفیٹ بیریئم پر آکسائیڈ سے بھی کمتر حل پذیر ہے۔

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی تیاری میں جب کاربن ڈائی آکسائیڈ سے کام کیا جاتا ہے تو وہاں بھی تعادلات کا ایسا ہی سلسلہ موجود ہوتا ہے۔ اِس سلسلہ میں کمتر حل پذیر چیز بیریئم کاربونیٹ (Barium Carbonate) ہے۔ اِس لئے تعامل کی رجعت کامیاب نہیں ہوتی۔ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ حاصل ہو جاتا ہے۔

بناوٹ کے اَور طریقے

۱- ہائیڈروجن اور آکسیجن کے بلا واسطہ امتزاج سے بھی

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) بن جاتا ہے - مثلاً جب ہائیڈروجن کا شعلہ یخ پر پڑتا ہے تو اس طرح یخ کے پگھلنے سے جو پانی بنتا ہے اُس میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی اچھی خاصی مقدار پائی جاتی ہے - اِس واقعہ کی بظاہر صرف یہی توجیہ ہو سکتی ہے کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کے تعامل کے دوران میں پانی کے ساتھ ساتھ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بھی پیدا ہوتا ہے - لیکن معمولی حالتوں میں تعامل کی حرارت اُسے تحلیل کر دیتی ہے - اور یہاں یخ کی ٹھنڈک اُسے تحلیل سے بچا لیتی ہے -

۲- کیلسیئم (Calcium)، سٹرانشیئم (Strontium)، جست، اور تانبے کے پر آکسائیڈز (Peroxides) کے ساتھ ترشوں کے تعامل کرنے سے بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) حاصل ہو سکتا ہے -

۳- جب کسی دھات، مثلاً جست، تانبے، سیسے وغیرہ کو ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ میں ڈال کر ہوا کی موجودگی میں ہلایا جاتا ہے تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے کچھ شائبے بن جاتے ہیں -

برق پاشیدگی کے خانہ میں رکھے ہوئے، ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ میں سے جب منفی الیکٹروڈ (Electrode) کے گرد و نواح میں آکسیجن گیس گزاری جاتی ہے تو اِس صورت میں بھی ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) پیدا ہوتا ہے - یہاں پلاٹینم (Platinum) کے پترے پر جو ہائیڈروجن آزاد ہو رہی ہوتی ہے وہ آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بنا دیتی ہے -

طبیعی خواص

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ایک

مایع چیز ہے جس کا قوام شربت کا سا اور کثافت نوعی ۱۰۴ ہے۔ جلد پر اِس سے آبلہ پڑ جاتا ہے۔ اگر ہلکایا ہو تو اِس میں ناگوار سا دھاتی مزہ پایا جاتا ہے۔ اِسے منجمد بھی کرلیا گیا ہے۔ چنانچہ نقطۂ اِماعت اِس کا -۲° ہے۔

کیمیائی خواص

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) نہایت ناقیام پذیر ہے۔ چنانچہ ۲۰° پر بھی آہستہ آہستہ تحلیل ہوتا جاتا ہے۔ اِس کا ہلکایا آبی محلول اگر نوٹوں سے پاک ہو تو البتہ اچھا خاصا قائم رہتا ہے۔ کسی آزاد ترشہ کا اگر ذرا سا شائبہ بھی موجود ہو تو اِس کا قیام بہت کچھ بڑھ جاتا ہے۔ آزاد قلیوں کی، اور اکثر نمکوں کی، موجودگی اِس کی تحلیل کی مدد ہوتی ہے۔ اِس لئے تجارتی محلول کی تخلیص نہایت ضروری ہے۔ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (Manganese dioxide) کوئلہ، یا دھاتوں کا سفوف، ملا دینے سے اِس کے ہلکائے محلولوں میں بھی اُبال آجاتا ہے اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے :-

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

زیادہ مُرتکز محلول، مثلاً ۳۸ فی صدی، اگر پلاٹینم (Platinum) کی مجلّا پیالی میں رکھا ہو تو وہ ۶۰ درجہ پر بھی خاموش رہتا ہے۔ لیکن اگر مایع کی سطح کے نیچے پیالی کے پینْدے پر کھُرچ کر ذرا سا نشان کر دیا جائے تو اِس طرح جو نشان کا تیز کنارہ پیدا ہو جاتا ہے اُس پر آکسیجن بکثرت آزاد ہونے لگتی ہے۔ اِس واقعہ سے یہ گمان ہو سکتا ہے کہ حاملانہ عمل کرنے والی چیزوں کا عمل غالباً احتیالی ہوتا ہے۔

یہ مرکب چونکہ گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت اِس خوبی کے ساتھ تبخیر نہیں ہو سکتا کہ اِسے قطعاً تحلیل لاحق نہ ہو اِس لئے اِس کا

وزنِ سالمہ صِرف نقطۂ انجماد کے قاعدہ سے دریافت کیا گیا ہے۔ چنانچہ اِس کے ۲،۳ فی صدی آبی محلول کا نقطۂ انجماد پانی کے اپنے نقطۂ انجماد سے ۲،۰۳° پست پایا گیا ہے۔ اِس لئے ۱۰۰۰ گرام پانی میں ۲،۳ گرام ہائیڈروجن پراکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی آمیزش سے نقطۂ انجماد

$$۲،۰۳ \times ۹۶،۰ \div ۱۰۰۰ = ۰،۱۹۶^\circ$$

پست ہو جانا چاہیئے۔ اور اِس بناء پر ضروری ہے کہ نقطۂ انجماد کو ۱،۸۹° پست کر دینے کے لئے

$$۳،۳ \times ۱،۸۹ \div ۰،۱۹۶ = ۳۱،۸ \text{ گرام}$$

ہائیڈروجن پراکسائیڈ (Hydrogen peroxide) درکار ہو۔ اور پھر یہی مطلوبہ وزنِ سالمہ ہے۔

اب اگر ضابطہ HO ہو تو اِسے وزنِ سالمہ ۱۷ کا' اور اگر H_2O_2 ہو تو اِسے وزنِ سالمہ ۳۴ کا' متجاوب ہونا چاہیئے۔ اور ۳۴ کا' عدد قیمتِ مذکور کے قریب تر ہے۔ پھر اس سے ظاہر ہے کہ H_2O_2 ہی اِس مرکب کا صحیح ضابطہ ہے۔

ہائیڈروجن پراکسائیڈ (Hydrogen peroxide) آبی محلول کی شکل میں ایک کمزور سا ترشہ ہے۔ اِس کا وزنِ سالمہ جو تجربہ سے مستنبط ہوتا ہے طبعی حد کے بہت قریب ہے۔ اور اِس کے محلول کی برقی موصلیت بھی بہت کم ہے۔ یہ دونوں باتیں اِس امر پر دلالت کرتی ہیں کہ اِس مرکب کی صِرف خفیف سی مقدار آئیونائیز (Ionize) ہو سکتی ہے۔ بہ حیثیتِ ترشہ یہ مرکب بہت جلد دوگنی تحلیل میں داخل ہو جاتا ہے۔ چنانچہ جب بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) یا سٹرانشیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Strontium hydroxide) کے محلول میں ملایا

ھ دیکھو دوسرا حصّہ۔

جاتا ہے تو بیریئم اور سٹرانشیئم کے آبیدہ پر آکسائیڈز (Peroxides) کے قلمی رسوب بن جاتے ہیں :—

$$Sr(OH)_2 + H_2O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + SrO_2$$

$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + BaO_2$$

اِس ترتیب میں ایک اور تعادل بھی شامل ہے - یعنی

$$SrO_2 + 8H_2O \rightleftharpoons SrO_2 8H_2O$$ (ٹھوس)

$$BaO_2 + 8H_2O \rightleftharpoons BaO_2.8H_2O$$ (ٹھوس)

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen per oxide) اور کرومک (Chromic) ترشہ H_2CrO_4 کے تعامل کی ماہیت بھی غالباً یہی ہے - اِس تعامل کا حاصل جو خوبصورت نیلا محلول پیدا کرتا ہے تقریباً اپنی پیدائش کے ساتھ ہی تحلیل ہو جاتا ہے - اس لئے اِس کی ترکیب بالتعیین معلوم نہیں ہو سکی - ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) کے ترشائے ہوئے محلول میں جب پوٹاسیئم ڈائی کرومیٹ (Potassium dichromate) کا قطرہ مِلا دیا جاتا ہے تو یہ خوبصورت نیلا محلول پیدا ہوتا ہے - اور اِس واقعہ سے پوٹاسیئم ڈائی کرومیٹ کی تشخیص میں کام لیا جاتا ہے - ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے محلول میں جو ترشہ مِلایا جاتا ہے وہ ڈائی کرومیٹ (Dichromate) کے ساتھ تعامل کرتا ہے - اور کرومک (Chromic) ترشہ کو آزاد کر دیتا ہے - اور پھر کرومک ترشہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے ساتھ تعامل کر کے وہ مرکب پیدا کرتا ہے جو نیلے محلول کی پیدائش کا موجب ہے :—

$$H_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2O \rightleftharpoons 2H_2CrO_4 + K_2SO_4$$

اِس نیلے رنگ کی چیز میں ایک عجیب خاصیت پائی جاتی ہے جو غیر نامیاتی مرکبات میں نہایت غیر معمولی ہے - یعنی وہ پانی کی

بہ نسبت ایتھر (Ether) میں زیادہ حل پذیر ہے ۔ علاوہ بریں آبی محلول میں جو اور چیزیں موجود ہوتی ہیں اگر اُن سے جُدا کر لیا جائے تو اُس کی ناقیام پذیری بھی بہت کچھ گھٹ جاتی ہے ۔ اِس لئے تھوڑا سا ایتھر ملا کر اِس کو ایتھر میں لے لینے سے تشخیص مذکور میں زیادہ نزاکت آ جاتی ہے ۔ ایتھری طبقہ میں اِس مرکب کا رنگ زیادہ دیرپا بھی ہوتا ہے ۔ اور ارتکاز کے بڑھ جانے سے زیادہ واضح بھی دکھائی دیتا ہے ۔

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) آزاد آکسیجن کی بہ نسبت بہت زیادہ طاقتور آکسیڈائزنگ (Oxidising) عامل ہے ۔ چنانچہ ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ (Hydrogen iodide) سے آئیوڈین کو آزاد کر دیتا ہے ۔ اِس تعامل سے نشاستہ کی موجودگی میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی تشخیص میں کام لیا جاتا ہے :—

$$2HI + H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + I_2$$

سلفائیڈز (Sulphides) کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر کے سلفیٹس (Sulphates) میں تبدیل کر دیتا ہے ۔ مثلاً لیڈ کاربونیٹ (Lead carbonate) جو مصوری میں استعمال کیا جاتا ہے شہروں کی ہوا میں ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen sulphide) کے عمل سے سیاہ لیڈ سلفائیڈ (Lead sulphide) میں تبدیل ہو جاتا ہے ۔ اور اِس خرابی کو دفع کرنے کے لئے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ہی استعمال کیا جاتا ہے ۔ چنانچہ وہ لیڈ سلفائیڈ (Lead sulphide) کو لیڈ سلفیٹ (Lead sulphate) بنا دیتا ہے ۔ اور لیڈ سلفیٹ سفید چیز ہے :—

$$PbCO_3 + H_2S \rightarrow PbS + H_2O + CO_2$$

$$PbS + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O,$$

اِس طرح تصویر کا ابتدائی رنگ پھر عود کر آتا ہے ۔

نامیاتی رنگین مادّہ، ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے تعامل سے بے رنگ ہو جاتا ہے۔ اِس لئے ریشم، ہاتھی دانت، پروں اور بالوں کی سی چیزیں جو زیادہ تیز عوامل کے عمل سے خراب ہو جاتی ہیں، اُن کا رنگ کاٹنے میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen Peroxide) بہت کام آتا ہے۔

اِس کی تحلیل سے صرف پانی اور آکسیجن کی پیدائش ہوتی ہے۔ اور یہ دونوں چیزیں بے ضرر ہیں۔ اِس لئے یہ مرکب، جراحی میں قاتلِ جراثیم کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔

خاص خاص حالتوں میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) محوّل کا کام بھی سر انجام دیتا ہے۔ مثلاً سِلور آکسائیڈ (Silver oxide) کو چاندی میں تحویل کر دیتا ہے :-

$$Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow 2Ag + H_2O + O_2$$

اگر پوٹاسیئم پر مینگانیٹ (Potassium permanganate) کے محلول میں کوئی تُرشہ مِلا کر پر مینگانِک (Permanganic) تُرشہ کو آزاد کر دیا جائے :-

$$KMnO_4 + H_2SO_4 \rightleftharpoons HMnO_4 + KHSO_4,$$

تو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) اُسے بہت جلد تحویل کر دیتا ہے۔ اِس واقعہ کی توجیہ یہ ہے کہ سلفیورِک (Sulphuric) تُرشہ اگر بہ افراط موجود ہو تو پر مینگانِک (Permanganic) تُرشہ میں تغیرِ ذیل کا رُجحان پیدا ہو جاتا ہے :-

$$2HMnO_4 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 3H_2O(+5O) \quad (1)$$

لیکن جب تک اِس آکسیجن پر قبضہ کر لینے کے لئے کوئی چیز موجود نہ ہو یہ رُجحان بروئے کار نہیں آتا۔ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) خود ناقیام پذیر چیز ہے اور اِس کی تحلیل سے آکسیجن آزاد ہوتی ہے اِس لئے یہ مرکب، پر مینگانِک تُرشہ کے رُجحانِ

مذکور کو بروئے کار لانے میں مدد و معاون ہوتا ہے۔ اور پرمینگانک (Permanganic) ترشہ تحویل ہو جاتا ہے :—

$$(5O) + 5H_2O_2 \rightarrow 5H_2O + 5O_2$$

اِس توجیہ کے بعد ہم مساوات (۱) و (۲) کو یکجائی طور پر شکلِ ذیل میں لکھ سکتے ہیں :-

$$2HMnO_4 + 2H_2SO_4 + 5H_2O_2 \rightarrow 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2$$

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) سے جہاں کہیں محوّلانہ عمل سرزد ہوتا ہے وہاں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کا ہر سالمہ آکسیجن کے صرف ایک جوہر کو کھینچ سکتا ہے۔ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے سلوک کا یہ انداز دو طرح سرزد ہو سکتا ہے۔ ایک یہ کہ اِس کے سالمہ کی ہائیڈروجن کے دو جوہر اِس آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا جاتے ہوں اور سالمۂ مذکور کی تمام آکسیجن کو چھوڑ دیتے ہوں۔ اور دوسرے یہ کہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے سالمہ سے پانی بن جاتا ہو اور آکسیجن کا دوسرا جوہر شئے زیرِ تحویل سے آکسیجن کا ایک جوہر لے کر آکسیجن کا سالمہ بنا دیتا ہو۔ لیکن ابھی یہ بات متحقق نہیں ہوئی کہ اِن دو صورتوں میں سے کونسی صورت امرِ واقع ہے۔

اِس تعامل سے کمّی تشریح میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی تخمین میں کام لیا جاتا ہے۔ یعنی جب یہ معلوم کرنا ہوتا ہے کہ کسی مائع میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کی کتنی مقدار موجود ہے تو اُس مائع کو ترشا لیا جاتا ہے۔ اور پھر اُس میں پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium Permanganate) کا معیاری محلول ملا کر یہ معلوم کر لیا جاتا ہے کہ تمام ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کو تحلیل کر دینے کے لئے پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کا کتنا محلول درکار ہے۔ پوٹاسیئم پرمینگانیٹ کے محلول کا رنگ اُودا

ہے۔ اور اس کے تحویل ہو جانے سے بے رنگ چیزیں پیدا ہوتی ہیں - اس لئے جب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) ختم ہو جاتا ہے تو اس کے بعد پر مینگانیٹ (Permanganate) کا جو قطرہ پڑتا ہے وہ مایع کو واضح اور مستقل طور پر اپنے مخصوص رنگ سے رنگین کر دیتا ہے - جب یہ موقع آجاتا ہے تو پر مینگانیٹ (Permanganate) کے محلول کی آمد فوراً روک دی جاتی ہے اور ظرفک کو دیکھ کر پر مینگانیٹ کی صرف شدہ مقدار کا حجم معلوم کر لیا جاتا ہے -

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی حرکیمیا ———

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide)

جب آزاد ہائیڈروجن اور آکسیجن کے باہم ترکیب کھانے سے پیدا ہوتا ہے تو اس واقعہ کے ساتھ ساتھ حرارت بھی حادث ہوتی ہے :-

$$H_2 + O_2 = H_2O_2 \text{ (آبی) } + 45,300 \text{ حرارہ}$$

اس سے ظاہر ہے کہ یہ مرکب اپنے عناصر ترکیبی کے بلا واسطہ امتزاج سے پیدا ہو سکتا ہے - پیدائش کے بعد جب یہ مرکب، آکسیجن اور پانی میں تحلیل ہوتا ہے تو اس تحلیل کے ساتھ ساتھ اور حرارت نمودار ہوتی ہے :-

$$H_2O_2 = H_2O + O + 23,100 \text{ حرارہ}$$

تعامل کے ان دونوں درجوں کی حرارت کا مجموعہ یقیناً حرارت کی اُس مقدار کا مساوی ہے جو پانی کی بلا واسطہ پیدائش سے پیدا ہوتی ہے - یعنی دونوں صورتوں میں وہ ٦٨،٤٠٠ حرارہ ہے -

آکسیڈیشن (Oxidation) کے مقاصد کے لئے جب آزاد آکسیجن کی بجائے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) استعمال کیا جاتا ہے تو اس قسم کے ہر تعامل میں آکسیجن کی بہ نسبت

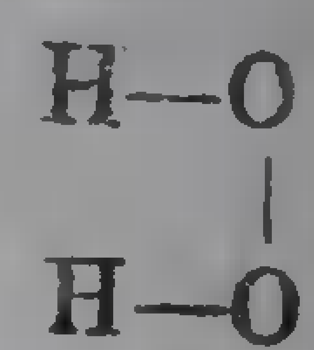
ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے استعمال سے حرارت بقدر ۲۳،۱۰۰ حرارہ زیادہ آزاد ہوتی ہے - یہی وجہ ہے کہ آکسیڈائیزنگ (oxidising) عامل کی حیثیت سے یہ مرکب بہت طاقتور ہے -

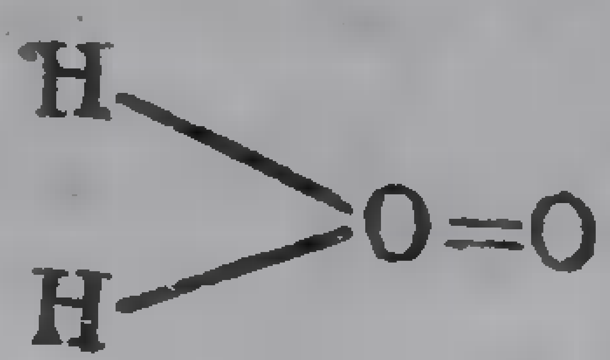
پرآکسائیڈز

PEROXIDES

کیمیائی ترکیب اور سالمہ کی ساخت ——

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے کیمیائی سلوک کو تعبیر کرنے کے لئے دو مختلف ترسیمی ضابطے تجویز کئے گئے ہیں :—


(۱)

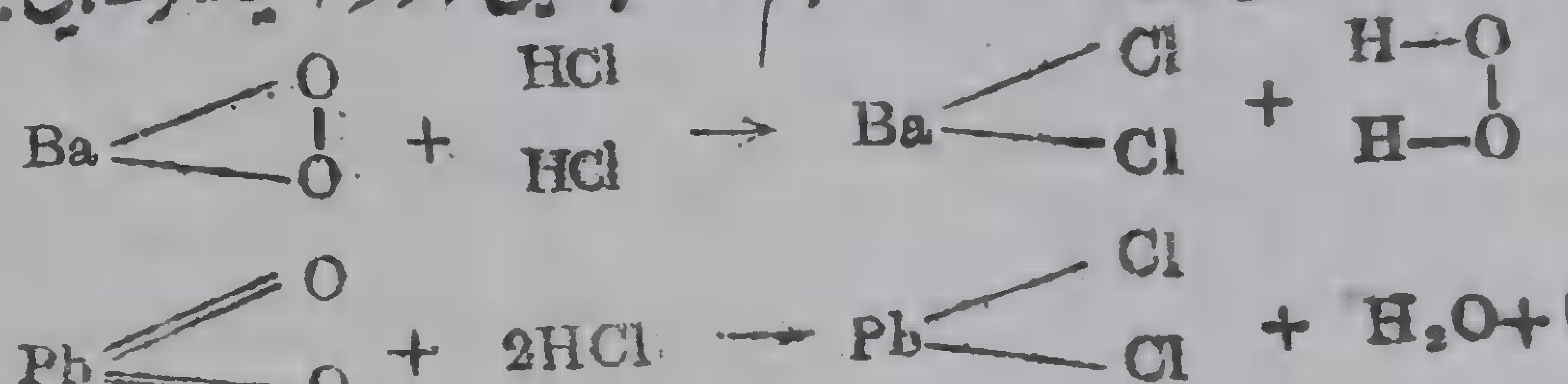

(۲)

ان دو ضابطوں میں سے دوسرے پر غور کرو - اس میں آکسیجن کے ایک جوہر کا یہ حال ہے کہ وہ اپنے ماسوا کی اتنی مقدار کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے ہے جو کیمیائی معادلیت میں فی الجملہ ہائیڈروجن کے دو جوہروں کی بجائے چار جوہروں کے برابر ہے - یا دوسرے لفظوں میں یوں سمجھو کہ آکسیجن کا ایک جوہر اس ضابطہ میں چوگرفتہ ہوگیا ہے - اور آکسیجن اپنی معمولی حالتوں میں دو گرفتہ ہے - اس لئے دو زائد گرفتوں کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ ان کے وجود پر امتزاج کی حالت کا جو حصہ مبنی ہے وہ لا محالہ کمزور ہونا چاہیئے - اور پھر اس کے بعد نتیجۃً یہ بھی ضروری ہے کہ اس مرکب میں آکسیجن

کے ایک جوہر کو بہ آسانی چھوڑ دینے کا رُجحان پایا جائے۔

آکسیجن کے جوہروں کا باہمی ارتباط جو دونوں ضابطوں میں مشترک ہے وہ اِس بات پر دلالت کرتا ہے کہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا حصول اُن چیزوں سے ممکن نہیں جن کے سالمہ میں آکسیجن کے جوہروں کی تعداد دو سے کم ہو۔ اِسی تصور کے ساتھ مطابقت پیدا کرنے کے لئے ہم سوڈیم پر آکسائیڈ (Sodium peroxide) کو Na_2O_2 لکھتے ہیں۔ حالانکہ ہمیں اِس پر آکسائیڈ (Peroxide) کے وزنِ سالمہ کی تشخیص و تعیین کا کوئی ذریعہ میسر نہیں۔

اِن دو ضابطوں میں سے پہلے ضابطہ کا استعمال زیادہ اہم ہے۔ یہ بات نگاہ میں رکھنے کے قابل ہے کہ جن آکسائیڈز (Oxides) کی ترکیب میں آکسیجن کے دو جوہر شامل ہیں وہ سب کے سب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) پیدا نہیں کرتے۔ مثلاً جب لیڈ ڈائی آکسائیڈ (Lead dioxide) PbO_2 ہلکائے ترشوں کے ساتھ تعامل کرتا ہے تو اِس سے صرف پانی اور آکسیجن کی پیدائش ہوتی ہے۔ اِس بنا پر ہم بیریئم آکسائیڈ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کو مشابہ سمجھتے ہیں اور بیریئم پر آکسائیڈ اور لیڈ ڈائی آکسائیڈ کو ایک دوسرے سے مختلف تصور کرتے ہیں۔ اور اگر یہ امر واقعہ ہے تو ضرور ہے کہ اِن کی ترکیب میں اور اِن کے سالموں کی ساخت کے انداز میں بھی اختلاف ہو۔ اِس تصور کو محسوسات کی شکل میں لانے کے لئے ہم مندرجہ ذیل انداز اختیار کرتے ہیں:-



اس تصور کی تصدیق کے لئے یہ واقعہ بھی موجود ہے کہ سیسا ناقیام پذیر ٹیٹرا[1] کلورائیڈ (Tetra chloride) اور اس کے علاوہ دیگر مرکبات بھی پیدا کرتا ہے جن میں وہ چوگرفتہ ہے۔ اور بیریئم (Barium) کا یہ حال ہے کہ اس سے بیریئم پر آکسائیڈ (Barium peroxide) کے سوا اور کوئی ایسا مرکب پیدا نہیں ہوتا جس میں بیریئم کی چوگرفتگی کا کوئی خفیف سا شائبہ بھی پایا جاتا ہو۔ پھر ظاہر ہے کہ ساخت کو تعبیر کرنے کے لئے جو ترسیمی شکل اختیار کی گئی ہے وہ BaO_2 میں بھی بیریئم کو نہایت عمدگی کے ساتھ دوگرفتہ رکھتی ہے۔ اس تصور کی بناء پر حقیقی پر آکسائیڈز (Peroxides) وہی ہیں جو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) پیدا کرتے ہیں۔ چنانچہ اسی خیال سے ہم اس قسم کے تمام "پر آکسائیڈز" کی ساخت کو اس مخصوص انداز پر تصور کرتے ہیں کہ ان کے سالموں میں آکسیجن کے جوہر ایک سلسلہ میں مربوط ہیں۔ اور وہ جو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ پیدا نہیں کرتے ان کے ضابطوں کی ترسیم کے لئے PbO_2 کی طرح ایسی شکل اختیار کی جاتی ہے جس میں آکسیجن کے جوہروں کو ایک دوسرے کے ساتھ براہِ راست کوئی تعلق نہیں۔

چوتھی فصل کی مشقیں

۱- پانی کے نقاطِ مرور سے کیا مراد ہے؟ چند اور ایسے نقاط بتاؤ جو بعض اور معروف چیزوں کے طبیعی مرور کے لئے مخصوص ہوں۔

۲- ایتھر (Ether) الکوہل (Alcohol)، اور کلوروفارم (Chloroform) کے معمولی سلوک سے اس بات کا کہاں تک

[1] ٹیٹرا (Tetra) بمعنی چار۔

ثبوت مل سکتا ہے کہ یہ بالیعات بہت سا بخاری تناؤ رکھتے ہیں؟

۳۔ کسی انجن کے جوشدان میں اگر بھاپ کا دباؤ ۱۰ کرات ہوائیہ ہو تو جس پانی سے یہ بھاپ پیدا ہو رہی ہے وہ کس تپش پر جوش کھا رہا ہوگا؟

۴۔ ۰° تپش کے اکلوگرام یخ کو پگھلا دینے کے لئے جتنی حرارت درکار ہے وہ کتنے گرام پانی کو ۲۰° سے ۱۰۰° تک گرم کر دینے کے لئے کفایت کریگی؟

۵۔ پھٹکڑی اور سوڈے کا یہ حال ہے کہ یہ چیزیں اگر کھلے برتنوں میں رکھی ہوں تو اپنا قلماؤ کا پانی کھو دیتی ہیں اور جپسم (Gypsum) کا حال یہ نہیں۔ اس واقعہ سے تم کیا نتیجہ نکال سکتے ہو؟

۶۔ وہ کون سے واقعات ہیں جو اس بات کا قطعی فیصلہ کر دیتے ہیں کہ ہائیڈریٹس (Hydrates) بھی واقعی کیمیائی مرکب ہیں؟ کیا کوئی واقعہ ایسا بھی ہے جو اس نتیجہ کو مشتبہ کر دیتا ہے؟

۷۔ ہائیڈریٹس (Hydrates) اشیائے مندرجۂ ذیل سے کن کن باتوں میں اختلاف رکھتے ہیں :—

(ا) محلول۔

(ب) ہائیڈر آکسائیڈ (Hydroxide)۔

۸۔ کیا کیمیائی عاملیت کے اعتبار سے پانی کی تین حالتوں، یعنی یخ پانی اور بھاپ، میں کسی اختلاف کی توقع ہو سکتی ہے؟ اگر ہو سکتی ہے تو یخ، پانی، بھاپ، کو اس ترتیب سے لکھو کہ سب سے پہلے وہ چیز آئے جو عاملیت کے اعتبار سے سب میں کمتر ہے۔ اور سب سے آخر میں اس چیز کی جگہ ہو جو اس خصوص میں سب سے بڑھی ہوئی ہے۔ کیا اس قسم کے اختلاف کے لئے کوئی تجربی تصدیق یا تغلیط بھی تمہاری نگاہ میں ہے؟

۹۔ کیا نابیدہ چیز میں کیمیائی توانائی زیادہ ہوتی ہے یا اس

کے متجاوب ہائیڈریٹ (Hydrate) ہیں؟

۱۰- جس انداز سے متن میں بیریئم ڈائی آکسائیڈ (Barium Dioxide) اور سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کے تعامل سے بحث کی گئی ہے اُسی انداز سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) اور بیریئم ڈائی آکسائیڈ (Barium dioxide) کے تعامل سے بحث کرو۔

یہاں کاربن ڈائی آکسائیڈ (Carbon dioxide) کی حل پذیری سے ایک مزید تعادل بپا ہو جاتا ہے۔ چنانچہ

$$\underset{\text{گیس}}{CO_2 + H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{حل شدہ}}{H_2CO_3}$$

۱۱- ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کا دس فی صدی محلول کون سی تپش پر منجمد ہوگا؟ (دیکھو خواص صفحہ ۱۶۰)۔

۱۲- تیل اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (Hydrogen peroxide) کے تعامل کی تکمیل تعبیر کے لئے جز کیمیائی مساواتیں لکھو۔

۱۳- مندرجہ ذیل صورتوں میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کا چار فی صدی محلول حجماً اپنے سے کتنے گنا آکسیجن (Oxygen) دیگا:-

(ا) جب کہ اُس میں پلاٹینم (Platinum) سفوف ملایا جائے۔

(ب) جب کہ اُس میں سلفیورک (Sulphuric) ترشہ اور پوٹاسیئم پرمنگانیٹ (Potassium Permanganate) ملایا جائے۔

پانچویں فصل

نائیٹروجن

نائیٹروجن مستقل، جُداگانہ چیز کی حیثیت سے پہلے پہل اڈنبرا[1] یونیورسٹی کے پروفیسر نباتات رَدَرفورڈ[2] نے ۱۷۷۲ء میں دریافت کی تھی۔ پھر شیل[3] نے یہ ثابت کیا کہ یہ گیس کرۂ ہوائی میں موجود ہے۔ چنانچہ جب ہوا میں سے آکسیجن نکال لی جاتی ہے تو ایسی گیس باقی رہ جاتی ہے جو بیشتر نائیٹروجن پر مشتمل ہوتی ہے۔ آخر کار لواشے[4] نے اِس کی عنصرانہ حیثیت کو پہچانا۔ اِس گیس کی سب سے زیادہ نمایاں خاصیت جو مشاہدہ میں آئی وہ اِس کی غیر عاملیت تھی۔ چنانچہ یہ گیس نہ احتراق انگیز ثابت ہوئی نہ حیات افزا۔ اور چونکہ حیات افزا نہ تھی اس کا نام ایزوٹ (Azote) تجویز ہؤا۔ اور فرانسیسی زبان میں آج تک یہی نام مستعمل ہے۔ انگریزوں نے البتہ یہ نام قبول نہیں کیا۔ وہ اِسے نائیٹروجن (Nitrogen)

---

[1] Edinburgh

[2] Rutherford

[3] Scheel

[4] Lavoisier

کہتے ہیں اور اِس نام کی بنا اِس واقعہ پر ہے کہ یہ گیس شورہ KNO_3 کا ایک اہم جُز ہے۔ اور شورہ کو لاطینی زبان میں نائیٹرم (Nitrum) کہتے ہیں۔

عنصر نائیٹروجن کے کیمیائی علائق

ہائیڈروجن اور دھاتوں کے ساتھ ترکیب کھا کر یہ عنصر جو مرکبات پیدا کرتا ہے اُن میں وہ تہ گرفتہ ہے۔ اور جن مرکبات میں آکسیجن اور دیگر منفی عناصر موجود ہوتے ہیں اُن میں اکثر اس کی بیجگرفتگی کا اظہار ہوتا ہے۔ یہ ادھاتی عنصر ہے۔ کیونکہ اِس کے آکسائیڈز (Oxides) تُرشئی ہیں۔

نائیٹروجن کے بہت سے مرکبات نہایت عامل اور دلچسپ ہیں۔ اِن میں سے جن مرکبات سے ہمیں غیر نامیاتی کیمیا میں بحث کرنا ہے وہ امونیا (Ammonia) NH_3 اور نائیٹرک تُرشہ HNO_3 اور اِن کے مشتقات وغیرہ ہیں۔ نامیاتی مرکبات جن میں نائیٹروجن موجود ہوتی ہے تعداد میں بہت سے ہیں اور اُن میں اِس قسم کے خواص پائے جاتے ہیں جو نہایت واضح طور پر اُن ہی سے مخصوص ہیں۔ اِن میں سے بعض، مثلاً نائیٹروگلسرین (Nitroglycerine) اور دھماگو رُوئی (Guncotton)، نہایت تندی کے ساتھ دھماکا پیدا کرنے والی چیزیں ہیں۔ بعض، مثلاً اینٹیپیرین (Antipyrine)، طبعِ حیوانی پر بہت عاملانہ اثر کرتے ہیں۔ اور بعض کا یہ حال ہے کہ اینیلین (Aniline) اور دیگر نامیاتی رنگوں کی طرح ہمیں خوبصورت اور مفید رنگین مادّے بہم پہنچاتے ہیں۔

وقوع

نائیٹروجن ہوا میں بکثرت موجود ہے۔ اور اس کے علاوہ

بہت سی امتزاجی شکلوں میں بھی پائی جاتی ہے۔ چنانچہ پوٹاشیم (Potassium) کا نائیٹریٹ (Nitrate) بنگال میں اور سوڈیئم (Sodium) کا نائیٹریٹ پیرو¹ اور چلی² میں بکثرت ملتا ہے۔ قدرتی کھادوں میں نائیٹروجن کے مرکبات، بمقدار کثیر موجود ہوتے ہیں۔ اور اِن کھادوں کی کارگزاری اِسی عنصر کی موجودگی کا نتیجہ ہے۔ نائیٹروجن، نباتی اور حیوانی مادہ کا بھی ضروری جُز ہے۔ مثلاً پروٹینز (Proteins) جو اِس قسم کے مادّہ کا مقتدبہ حصّہ ہیں اُن میں بہ اعتبارِ اوسط تقریباً ۱۶ فی صدی نائیٹروجن دیگر اشیاء کے ساتھ ترکیب کھائی ہوئی موجود ہوتی ہے۔

تیاری

۱- خالص ہوا میں سے آکسیجن نکال لی جائے تو اِس طرح نائیٹروجن بہ آسانی حاصل ہو سکتی ہے۔ صرف اِتنی بات ہے کہ اِس نائیٹروجن میں ایک فی صدی کے قریب آرگن (Argon) بھی ہوتی ہے۔ جب اِس قاعدہ سے نائیٹروجن حاصل کرنا ہوتی ہے تو اِس مطلب کے لئے عموماً فاسفورس (Phosphorus) ہوا میں جلائی جاتی ہے، یا ہوا گرم کئے ہوئے تانبے پر گزاری جاتی ہے۔ تجارتی مقاصد کے لئے نائیٹروجن مائع ہوا کی تبخیر سے حاصل کی جاتی ہے۔

۲- اگر خالص نائیٹروجن درکار ہو تو کیمیائی مرکبات سے تیار کرنا چاہیئے۔ اِس طرح تیار کی ہوئی نائیٹروجن، آرگن (Argon) کی آمیزش سے پاک ہوتی ہے۔ اِس قاعدہ کی سادہ ترین صورت یہ ہے کہ امونیئم نائیٹرائیٹ NH_4NO_2 (Ammonium nitrite) سے کام لیا جائے۔ یہ مرکب، گرم کرنے پر بہت جلد تحلیل ہو جاتا ہے۔ یہاں تک

¹ Peru
² Chile

کہ تپش جب معمولی حالت سے ذرا بڑھ جاتی ہے تو تپش کی اتنی سی ترقی بھی اس کی تحلیل کو کفایت کرتی ہے :—

$$NH_4NO_2 \rightarrow 2H_2O + N_2$$

لیکن امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) ناقیام پذیر ہے - اور اُس کا ذخیرہ میں برقرار رکھنا آسان نہیں - اس لئے عملیات میں عموماً امونیئم (Ammonium) کے کسی نمک کے ساتھ نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کا کوئی نمک ملا کر استعمال کیا جاتا ہے - مثلاً جب امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) اور سوڈیئم نائیٹرائیٹ (Sodium nitrite) کے طاقتور محلول باہم ملا دیئے جاتے ہیں تو دوئیلی تحلیل حادث ہوتی ہے - اور امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium Nitrite) بن جاتا ہے :—

$$NH_4Cl + NaNO_2 \rightleftharpoons NH_4NO_2 + NaCl$$

پھر جب حرارت پہنچائی جاتی ہے تو یہ امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium Nitrite) تحلیل ہو کر نائیٹروجن کو آزاد کر دیتا ہے :—

۳ - امونیا (Ammonia) NH_3 کے آکسیڈیشن سے، یا نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کی تحویل سے بھی نائیٹروجن بسہولت تیار ہو سکتی ہے - امونیا کو' آکسیڈائیز (oxidise) کرنے کے لئے، گرم کئے ہوئے کیوپرک آکسائیڈ (Cupric oxide) پر اور نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کو تحویل کرنے کے لئے گرم کئے ہوئے تانبے پر گزارا جاتا ہے۔

۴ - امونیئم نائیٹریٹ اور امونیئم کلورائیڈ کے آمیزہ کو گرم کرنے سے نائیٹروجن اور کلورین کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے - یہ گیسی آمیزہ دودیا چونے میں سے یا سوڈیئم ہائیڈراکسائیڈ (Sodium hydroxide) کے محلول میں سے گزار لیا جائے تو کلورین جذب ہو کر رہ جاتی ہے - اور نائیٹروجن اس کی آمیزش سے پاک ہو جاتی ہے :—

$$2NH_4NO_3 + NH_4Cl = 5N + Cl + 6H_2O.$$

۵ - امونیئم ڈائی کرومیٹ (Ammonium dichromate) $(NH_4)_2Cr_2O_7$ کو، یا پوٹاسیئم ڈائی کرومیٹ (Potassium dichromate) $K_2Cr_2O_7$ اور امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کے آمیزہ کو گرم کرنے سے بھی نائیٹروجن حاصل ہو سکتی ہے :-

$$(NH_4)_2 Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + 4H_2O + N_2,$$

$$K_2Cr_2O_7 + 2NH_4Cl = Cr_2O_3 + 2KCl + 4H_2O + N_2$$

۶- جب امونیا کے ساتھ کلورین تعامل کرتی ہے تو امونیا اِس طرح تحلیل ہو جاتی ہے کہ کلورین اِس کی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ بنا دیتی ہے۔ اور نائیٹروجن آزاد ہو جاتی ہے :-

$$2NH_3 + 3Cl_2 = 6HCl + N_2$$

اگر امونیا کے طاقتور محلول میں کلورین گزاری جائے تو اِس تعامل میں جو ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ پیدا ہوتا ہے وہ زائد امونیا کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) بنا دیتا ہے۔یعنی

$$2NH_3 + 3Cl_2 = 6HCl + N_2$$

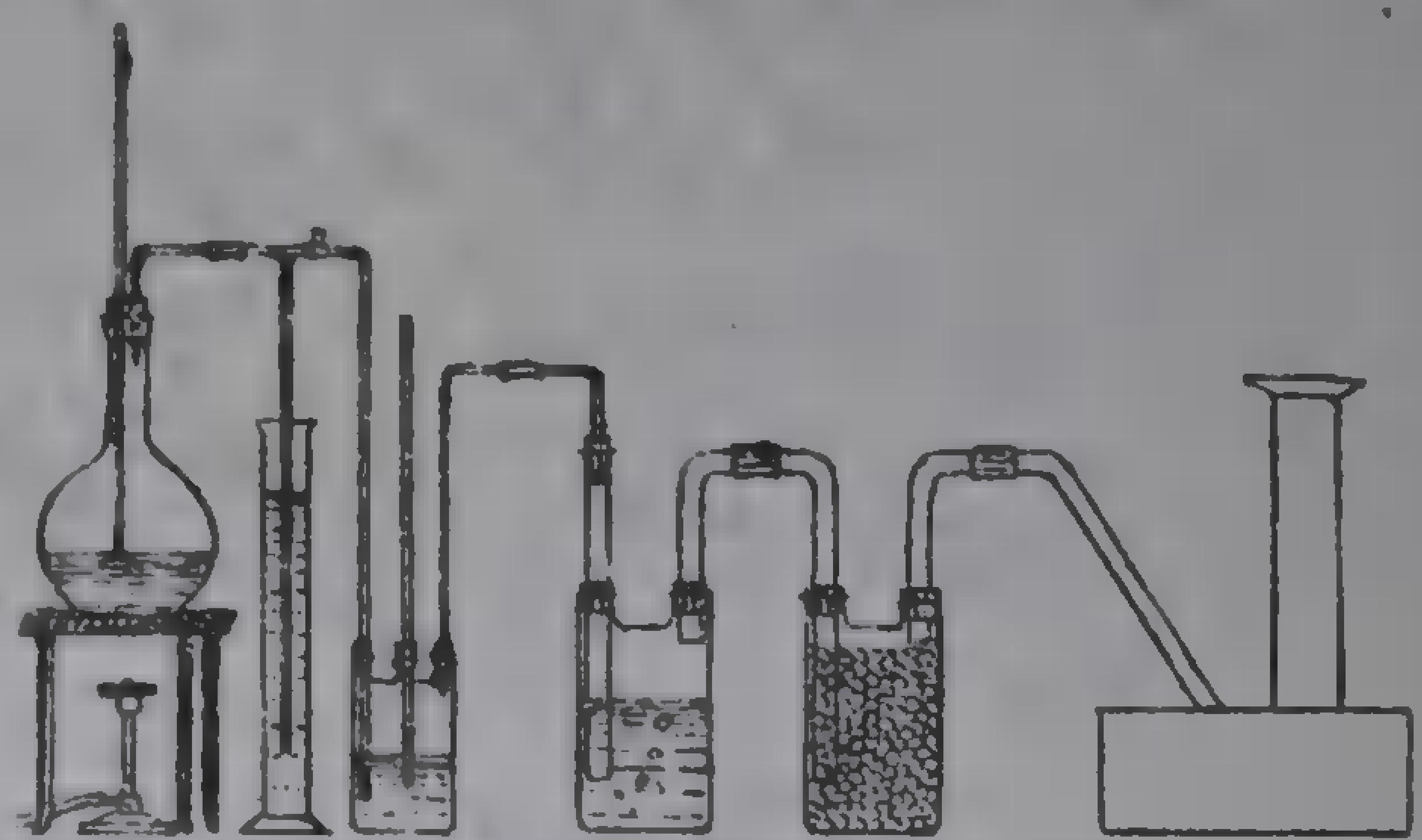
$$6HCl + 6NH_3 = 6NH_4Cl$$

اِس مطلب کے لئے پانی سے دھوئی ہوئی کلورین، وُلفی[1] بوتل میں رکھے ہوئے امونیا کے طاقتور آبی محلول میں سے آہستہ آہستہ گزاری جاتی ہے۔ کلورین کا ہر بُلبلہ جب اِس امونیا میں داخل ہوتا ہے تو اُس کے کیمیائی تعامل کے ساتھ ساتھ روشنی کی زردی مائل کمزور سی چمک پیدا ہوتی ہے - اور نائیٹروجن کی تیز تیز رَو جاری ہو جاتی ہے - نائیٹروجن کے ساتھ ساتھ امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride)

---

[1] Woulf

کا غلیظ سفید دُخان بھی آتا ہے۔ اِس دُخان سے پاک کرنے کے لئے گیس کو جمع کرنے سے پہلے ایک ایسی بوتل میں سے گزار لینا چاہیئے جس میں ٹوٹے ہوئے شیشہ کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑے پانی سے



شکل ۲۷

تر کر کے رکھ دئے گئے ہوں۔ پھر اس کے بعد گیس معمولی طور سے پانی پر (شکل ۲۷) جمع کی جا سکتی ہے۔

جب اِس قاعدہ سے نائیٹروجن تیار کی جائے تو اِس امر کی احتیاط نہایت ضروری ہے کہ امونیا بہ افراطِ کثیر موجود ہے ورنہ نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ (Nitrogen trichloride) بن جانے کا احتمال ہے۔ اور یہ مرکب نہایت خطرناک دھماکو چیز ہے:-

$$NH_4Cl + 3Cl_2 = NCl_3 + 4HCl$$

طبعی خواص

نائیٹروجن ایک بے رنگ، بے مزہ، اور بے بُو گیس ہے۔ اور ہونا بھی یہی چاہیئے۔ چنانچہ ہوا میں یہ گیس باقی گیسوں کی بہ نسبت بہ افراطِ کثیر موجود ہے۔ اور ہوا کا نہ کوئی رنگ ہے نہ کوئی مزہ ہے۔ اور نہ اِس میں کوئی بُو محسوس ہوتی ہے۔

جب نائیٹروجن کافی سرد کر دی جاتی ہے تو وہ مایع بن جاتی ہے جو طبعی دباؤ کے ماتحت -۱۹۴° پر جوش کھاتا ہے۔ گیس کی طرح اس مایع کا بھی کوئی رنگ نہیں۔ زیادہ ٹھنڈا کرنے سے یہ مایع جم کر سفید ٹھوس ہو جاتا ہے جو -۲۱۰° پر پگھلتا ہے۔

ایک لیتر خالص نائیٹروجن کا وزن ۱٫۲۵۰۷ گرام ہوتا ہے۔
پانی میں یہ گیس بہت کم حل پذیر ہے۔ چنانچہ ۱۰۰ حجم پانی میں صرف ۱٫۶ حجم حل ہوتی ہے۔ یعنی اس کی حل پذیری آکسیجن کی حل پذیری سے کمتر ہے۔

کیمیائی خواص

نائیٹروجن کی کثافت ۱۴ ہے۔ اس لئے اس کا وزن سالمہ ۲۸ اور سالمی ضابطہ N_2 ہونا چاہیئے۔

نائیٹروجن نہ احتراق پذیر ہے نہ احتراق انگیز۔ یہ گیس بذاتِ خود زہریلی نہیں۔ لیکن چونکہ تنفس کے لئے بکار آمد نہیں اس لئے حیوانات اس میں دم گھٹ کر مر جاتے ہیں۔

براہِ راست صرف چند عناصر کے ساتھ ترکیب کھاتی ہے۔ معمولی تپشوں پر تقریباً قطعی طور پر غیر عامل ہے۔ جب نلی کے اندر خوب گرم کئے ہوئے لیتھیئم (Lithium)، کیلسیئم (Calcium)، میگنیسیئم، یا بورون (Boron) پر گزاری جاتی ہے تو وہ ان چیزوں کے ساتھ ترکیب کھا کر معیّن کیمیائی مرکبات پیدا کرتی ہے۔ ان مرکبات کو نائیٹرائیڈز (Nitrides) کہتے ہیں۔ ان میں نائیٹروجن سہ گرفتہ ہے۔ اور ان کے ضابطے علی الترتیب Li_3N، Ca_3N_2، Mg_3N_2، اور BN ہیں :—

$$6Li + N_2 = 2Li_3N$$

$$3Ca + N_2 = Ca_3N_2$$

$$3Mg + N_2 = Mg_3N_2$$

$$2B + N_2 = 2BN$$

چنانچہ میگنیسیئم جب ہوا میں جلایا جاتا ہے تو اِس سے جو سفید مادّہ بنتا ہے وہ بیشتر میگنیسیئم آکسائیڈ (Magnesium oxide) پر مشتمل ہوتا ہے اور اُس میں خفیف سی مقدار میگنیسیئم نائیٹرائیڈ (Magnesium Nitride) کی بھی پائی جاتی ہے۔ اِس راکھ کو ڈھکے ہوئے برتن کے اندر پانی میں مِلا دیا جائے تو امونیا کی بُو بخوبی محسوس ہو سکتی ہے۔ اور مرطوب لِٹمسی کاغذ سے بھی امونیا کی پیدائش کا پتہ چل سکتا ہے۔ اِس واقعہ کی اصلیت یہ ہے کہ اِس راکھ میں جو میگنیسیئم نائیٹرائیڈ موجود ہوتا ہے وہ پانی میں جاکر ہائیڈرولائیز (Hydrolyse) ہو جاتا ہے :-

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3 \uparrow$$

ہائیڈروجن کے ساتھ نائیٹروجن بمشکل ترکیب کھا کر امونیا NH_3 بناتی ہے۔ اور آکسیجن کے ساتھ تو اِس کا ترکیب کھانا اِس سے بھی زیادہ مشکل ہے۔ اِن تعاملوں کی تفصیل امونیا اور نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) NO کے ضمن میں آئیگی۔ یہاں ہم صِرف اِس بات کی طرف اشارہ کرنا چاہتے ہیں کہ نائیٹروجن نہایت ناعامل عنصر ہے۔ اِس عنصر کی ناعاملیت بلاشبہ اِس بات کا نتیجہ ہے کہ اِس کے سالمات (N_2) نہایت قیام پذیر ہیں۔

نائیٹروجن کے بلا واسطہ امتزاج کی ایک صورت بہت کچھ اقتصادی اہمیت رکھتی ہے۔ یعنی نباتات کو جو نائیٹروجن درکار ہوتی ہے، اُس کا کچھ حصّہ تو اُن نائیٹروجن دار مرکبات سے جو کھادوں میں موجود ہوتے ہیں یا اِسی طرح کی اُن چیزوں سے جو خود زمین ہی میں موجود ہوتی ہیں بہم پہنچتا ہے اور کچھ حصّہ امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) اور امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate)

سے ملتا ہے جنہیں بارش کا پانی ہوا میں سے اپنے ساتھ لے آتا ہے۔
لیکن واقعات سے معلوم ہوتا ہے کہ وہ پودے جن سے والیں پیدا ہوتی ہیں مثلاً مٹر لوبیا وغیرہ ان کا یہ حال ہے کہ ان کے ساتھ ساتھ بعض جراثیم ہمیشہ موجود رہتے ہیں جو اُن کی جڑوں کی گرہوں میں زندگی بسر کرتے ہیں۔ یہ جراثیم ہوا میں سے آزاد نائیٹروجن کو لے لینے پر قادر ہیں۔ یعنی ہوا کی جو نائیٹروجن زمین میں داخل ہوتی ہے یہ جراثیم اس کے سالمات کو توڑ کر نائیٹروجن دار مرکبات بنا دیتے ہیں۔
چنانچہ جڑوں کے اِرد گرد کے مادّوں میں اکثر ۵ فی صدی سے زیادہ نائیٹروجن پائی جاتی ہے جو امتزاج کی حالت میں ہوتی ہے۔ یہ نائیٹروجن دار مرکبات بیشتر البومنز (Albumines) ہیں جنہیں بعد میں پودوں کی جڑیں جذب اور ہضم کر لیتی ہیں۔

نائیٹروجن کی ایک عامل شکل بھی دریافت ہوئی ہے[۱]۔ یہ عامل شکل، نائیٹروجن کو نلی کے اندر بہت کم دباؤ کے ماتحت رکھ کر اس میں برقی اُبھرن گزارنے سے حاصل ہوتی ہے۔ جب اُبھرن روک لی جاتی ہے تو زرد سی روشنی پیدا ہوتی ہے۔ یہ روشنی اس واقعہ کا نتیجہ ہے کہ عامل نائیٹروجن پھر اپنی غیر عامل شکل کی طرف عود کر جاتی ہے۔ واقعات سے یہ بھی ثابت ہوا ہے کہ نائیٹروجن کو برقی اُبھرن کے ذریعہ اس کی عامل شکل میں تبدیل کرنے کے لئے آکسیجن کا شائبہ درکار ہے۔ یہ شائبہ غالباً حاملانہ عمل کرتا ہے۔ نلی میں اگر ذرا سا پنٹین[۲] (Pentane C_5H_{12}) کا بخار موجود ہو تو یہ عامل نائیٹروجن، ہائیڈروسائیانک (Hydrocyanic) ترشہ HCN بنا دیتی ہے۔

---

[۱] یہ واقعہ سٹرٹ (Strutt) کا دریافت کیا ہوا ہے۔
[۲] پنٹ (Pent) بمعنی پانچ۔

چھٹی فصل

نائٹروجن اور ہائیڈروجن کے مرکبات

اِن میں سب سے زیادہ اہم اور سب سے پہلے کا معلوم شدہ مرکب وہ ہے جو امونیا (Ammonia) NH_3 کے نام سے مشہور ہے۔ یہ مرکب یورپ میں سب سے پہلے پرسٹلی[1] کے انکشاف میں آیا۔ اور اِس کا زمانۂ انکشاف ۱۷۷۴ء ہے۔ پرسٹلی نے اِس کا نام "قلوی ہوا" رکھا تھا۔

دوسرا مرکب ہائیڈریزین (Hydrazine) N_2H_4 ہے جو کرٹیئس[2] نے ۱۸۸۹ء میں دریافت کیا۔ اور تیسرا مرکب ہائیڈریزوئک (Hydrazoic) ترشہ (HN_3) ہے جو ۱۸۹۰ء میں دریافت ہوا۔ اِس کی دریافت بھی کرٹیئس ہی کا کارنامہ ہے۔

چوتھا مرکب ہائیڈراکسلامین (Hydroxylamine) NH_2OH ہے۔ یہ مرکب ۱۸۶۵ء میں لوسن[3] نے دریافت کیا تھا۔ اپنے کیمیائی سلوک کے

---

[1] Priestley

[2] Curtius

[3] Lossen

اعتبار سے یہ مرکب امونیا کا مشابہ ہے۔

۱۔ امونیا

AMMONIA

NH_3

امونیا تجارتی طور پر ایک نہایت دلچسپ چیز ہے۔ اِس کی دلچسپی کے وجوہ حسب ذیل ہیں :۔

۱۔ مایع امونیا تبرید کے لئے بکثرت استعمال کی جاتی ہے۔

۲۔ سوڈیئم کاربونیٹ (Sodium carbonate) کی صنعت میں امونیا بکثرت کام آتی ہے۔

۳۔ اِس کے مرکبات کھاد کے طور پر استعمال کئے جاتے ہیں۔

جب نائیٹروجن دار حیوانی یا نباتی مادّہ سڑتا ہے تو اِس سے کچھ امونیا بھی پیدا ہوتی ہے۔ اور بعض مناسب حالتوں میں یہ امونیا (Ammonia) دُوسری چیزوں کے ساتھ ترکیب کھا کر مرکبات کی شکل میں آجاتی ہے۔ چنانچہ اِس قسم کے مرکبات رُوئے زمین پر اچھی خاصی مقدار میں پائے جاتے ہیں۔ مثلاً ہوا میں امونیئم کاربونیٹ (Ammonium carbonate) کی تھوڑی سی مقداریں موجود ہوتی ہیں۔ اِس کے بعض اَور مرکبات بھی رُوئے زمین پر ملتے ہیں۔ مثلاً نائیٹریٹ (Nitrate) اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) وغیرہ۔ اور آتش فشاں پہاڑوں کے قُرب و جوار میں امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) اور امونیئم سلفیٹ تو عموماً پائے جاتے ہیں۔

جب گوشت سڑتا ہے تو اُس سے جو تیز بُو پیدا ہوتی ہے وہ جُزءً امونیا ہی کی پیدائش کا نتیجہ ہے۔ گوبر اور پیشاب

وغیرہ سے جو کھاد تیار ہوتی ہے اُس میں بھی امونیا کی بُو بخوبی محسوس ہو سکتی ہے۔

تالیف

اپنے اجزائے ترکیبی سے تالیفاً تیار ہو سکتی ہے۔ چنانچہ اِمالی چکّر کے ذریعہ جب نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے آمیزہ میں شرارے گزارے جاتے ہیں تو کچھ امونیا پیدا ہو جاتی ہے۔ لیکن اِس طرح امونیا کی صرف تھوڑی سی مقدار تیار کی جا سکتی ہے۔ کیونکہ وُہی شرارے جو اِس کی تالیف کے موجب ہوتے ہیں جب اِس کی مقدار ایک خاص حد کو پہنچ جاتی ہے تو پھر اِسے تحلیل کرنے لگتے ہیں۔

صنعت

(۱) معدنی کوئلے کی کشید سے

جب پروٹینز (Proteins) ہوا سے محفوظ رکھ کر گرم کی جاتی ہیں تو امونیا بن جاتی ہے۔ چنانچہ اگلے وقتوں میں وہ سُموں کھروں چمڑوں اور سینگوں ہی کی کشید سے حاصل کی جاتی تھی۔

معدنی کوئلے میں ۱ — ۲ فی صدی نائیٹروجن پائی جاتی ہے جو امتزاجی حالت میں ہوتی ہے۔ اِس نائیٹروجن کے ماخذ اُن درختوں کی پروٹینز (Proteins) ہیں جن سے یہ کوئلہ پیدا ہوا ہے۔ اور اب یہ نائیٹروجن صنعی پیمانہ پر امونیا حاصل کرنے کا نہایت عمدہ ذریعہ ہے۔ چنانچہ آج کل جتنی امونیا تاجرانہ پیمانہ پر تیار ہوتی ہے وہ زیادہ تر معدنی کوئلے ہی سے تیار کی جاتی ہے۔ کوئلے کی گیس کی صنعت میں، یا اِس سے بھی زیادہ وسیع پیمانہ پر کوک (Coke) بنانے کے لئے، جب

معدنی کوئلہ کشید کیا جاتا ہے تو اِس سے بہت سی امونیا پیدا ہوتی ہے۔ اِن چیزوں کی صنعت میں کوئلہ، ہوا سے محفوظ رکھ کر کشید کیا جاتا ہے۔ اِس کشید سے جو گیسوں کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے وہ پانی میں سے گزارا جاتا ہے۔ پانی میں تارکول کا کچھ حصّہ بستگی میں آتا ہے اور امونیا کا بیشتر حصّہ حل ہو جاتا ہے۔ پھر یہ امونوی مایع کچھ بجھا ہوا چونا مِلا کر گرم کیا جاتا ہے۔ گرم کرنے پر اِس سے امونیا گیس نکل جاتی ہے۔ پھر وہ ہلکائے ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) یا ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ میں پہنچا دی جاتی ہے۔ اور وہاں وہ اِن چیزوں کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) یا امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) بنا دیتی ہے۔

جرمنی میں جو کوک (Coke) تیار کیا جاتا ہے اُس کا ۸۰ فی صدی[1] ایسی بھٹیوں میں تیار ہوتا ہے جن کے ساتھ ضمنی حاصلوں کے جمع کر لینے کا انتظام کر دیا گیا ہے۔ اور اِس طرح جو امونیا اور دیگر ضمنی حاصل جمع ہو جاتے ہیں اُن سب کو الگ الگ بکار آمد بنا لیا جاتا ہے۔

امریکہ کے اضلاعِ متحدہ میں جو کوک (Coke) تیار ہوتا ہے وہ ۸۳ فی صدی[2] ایسی بھٹیوں میں تیار کیا جاتا ہے جو مہال خانوں کی شکل پر بنائی جاتی ہیں۔ اِن بھٹیوں میں تمام بخارات جل کر ضایع ہو جاتے ہیں۔ چنانچہ ۱۹۱۱ء میں وہاں کوک بنانے والوں نے اِس قدر امونیا اِس قسم کی بھٹیوں میں جلا کر ضایع کر دی جس سے چار لاکھ ٹن امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) تیار ہو سکتا تھا۔ اور امونیئم سلفیٹ زمین کو زرخیز بنانے کے لئے ایک نہایت

---

[1] یہ حساب ۱۹۱۰ء کا ہے۔

[2] یہ حساب ۱۹۱۱ء کا ہے۔

مفید چیز ہے۔ چنانچہ اس طرح جو امونیا ضائع ہو گئی اُس سے دو کروڑ بم لاکھ ڈالر[1] کا امونیئم سلفیٹ بن سکتا تھا۔

اسکاٹ لینڈ میں اِس قسم کا کچا معدنی کوئلہ پایا جاتا ہے جس کے کشید کرنے سے پٹرولیئم (Petroleum) حاصل ہوتا ہے۔ جب یہ کوئلہ اس مطلب کے لئے کشید کیا جاتا ہے تو پٹرولیئم کے ساتھ ساتھ بہت سی امونیا بھی آزاد ہوتی ہے۔ پہلے یہ امونیا یوں ہی چھوڑ دی جاتی تھی۔ لیکن جب امریکہ اور رُوس کے پٹرولیئم سے مقابلہ پیش آیا تو اسکاٹ لینڈ والوں کو کفایت شعاری کی ضرورت محسوس ہوئی۔ اور اِس امونیا سے جو پہلے ضائع کر دی جاتی تھی اب استفادہ کا خیال پیدا ہؤا۔ چنانچہ اِس وقت یہ حال ہے کہ صِرف امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) ہی کا منافع کان کنی اور کشید کے پُورے اخراجات کا کفیل ہے۔

(۲) تالیفی قاعدہ سے ———

نائیٹروجن اور ہائیڈروجن (۱ حجم : ۳ حجم) جب بلاواسطہ ترکیب کھاکر امونیا (ن ہ۳) بنیں تو تعامل

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 2\times 12200 \text{ حرارہ}$$

متعاکس ہو جاتا ہے۔ اور چونکہ امونیا کی تحلیل میں حرارت جذب ہوتی ہے اس لئے اِس گیس کا جو تناسب تعامل میں بروئے کار ہوتا ہے وہ تپش کی ترقی کے ساتھ ساتھ جلد جلد گھٹتا چلا جاتا ہے۔ چنانچہ ھیبر[2] کی تخمین کے رُو سے اِس تناسب کا انداز حسبِ ذیل پایا گیا ہے :—

تپش	امونیا کا تناسب
۲۰۰°	۱۵٫۳ فی صدی

[1] Dollar

[2] Haber

تپش	امونیا کا تناسب
°۳۰۰	۲٫۲ فی صدی
°۵۰۰	۰٫۱۳ ″
°۷۰۰	۰٫۰۲ ″
°۹۰۰۰	۰٫۰۰۰۴ ″

اِس سے ظاہر ہے کہ °۷۰۰ پر علی احتساب کے اعتبار سے گویا سب کی سب امونیا تحلیل ہو جاتی ہے ۔ اور ادنیٰ تپشوں پر نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے امتزاجی تعامل سے امونیا کی پیدائش ایسی سست ہوتی ہے کہ یہ تعامل محسوس بھی نہیں ہوتا۔

بادِیش کمپنی نے البتہ نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے بلاواسطہ امتزاج کا انتظام کرلیا ہے ۔ اور یہ کمپنی اب دھماکو اشیاء کی صنعت کے لئے وسیع پیمانہ پر اِس قاعدہ سے امونیا تیار کر رہی ہے۔ اِس مطلب کے لئے ادنیٰ تپش سے کام لیا جاتا ہے ۔ اور تعامل کو تیز کرنے کے لئے مناسب تماسی عامل، مثلاً خاص طور پر تیار کیا ہوُا لوہا، استعمال کیا جاتا ہے۔ علاوہ بریں تعامل کے دَوران میں گیسی حجم میں بھی کمی (۴ حجم ← ۲ حجم) پیدا ہوتی ہے۔ اِس لئے متعامل گیسیں ۱۸۵ — ۲۰۰ کرُاتِ ہوائیہ کے دباؤ کے ماتحت رکھی جاتی ہیں۔ اور اِس طرح تعامل کو مدد مل جاتی ہے۔ اِن شرائط کے ماتحت °۵۰۰ سے پست ترتپش پر نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کا ۸ فی صدی حصہ ترکیب کھا جاتا ہے ۔ اِس طرح جو امونیا پیدا ہوتی ہے وہ پانی میں حل کرلی جاتی ہے۔ اور باقی ماندہ نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے آمیزہ پر پھر وُہی عمل کیا جاتا ہے۔

امونیا کی تالیفی صنعت کے لئے جو ہائیڈروجن درکار

ا Badischi

ہوتی ہے وہ کسی ضمنی قاعدہ سے حاصل کی جا سکتی ہے - اور نائیٹروجن مائع ہوا سے حاصل ہو سکتی ہے -

دارالتجربہ میں تیاری

۱- دارالتجربہ میں امونیا (Ammonia) عموماً اِس طرح تیار کی جاتی ہے کہ بجھے ہوئے چُونے کے ساتھ امونیئم (Ammonium) کا کوئی نمک مثلاً امونیئم کلورائیڈ ملا کر پانی کی معیت میں یا پانی کے بغیر، صُراحی یا قرنبیق میں گرم کیا جاتا ہے - اور صُراحی یا قرنبیق کے ساتھ نکاس نلی بھی لگا دی ہوتی ہے تاکہ گیس کے جمع کرنے میں سہولت ہو جائے :—

$$Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl \rightleftharpoons CaCl_2 + 2NH_4OH,$$

$$2NH_4OH \rightleftharpoons 2NH_3 + 2H_2O.$$

اِس دوہلی تحلیل سے جو آئیونوجنز (Ionogens) کا عام دستور ہے، امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) بنتا ہے - اور وہ چونکہ ناقیام پذیر ہے اِس لئے فوراً پھٹ کر پانی اور امونیا میں بٹ جاتا ہے -

بجھے ہوئے چُونے کی بجائے کاوی پوٹاش (Potash) یا کاوی سوڈے سے بھی کام لیا جا سکتا ہے - لیکن چُونا سستی چیز ہے اِس لئے عموماً وُہی استعمال کیا جاتا ہے -

۲- امونیا کے آبی محلول کو نرم نرم آنچ دینے سے بھی امونیا کی مسلسل رَو حاصل ہو سکتی ہے -

۳- میگنیسیئم نائیٹرائیڈ (Magnesium nitride) Mg_3N_2 یا کیلسیئم نائیٹرائیڈ (Calcium nitride) Ca_3N_2 میں پانی ملا دیا جاتا ہے تو امونیا پیدا ہوتی ہے - اور دھات کا ہائیڈر آکسائیڈ (Hydroxide) بن جاتا ہے :—

$$Mg_3N_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

$$Ca_3N_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2NH_3$$

یہ گیس چونکہ پانی میں بہت حل پذیر ہے اس لئے پارے پر یا ہوا کے ہٹاؤ سے جمع کرنی چاہیئے۔

اِس گیس کو خشک کرنے کے لئے اَنبجھے چُونے سے کام لینا چاہیئے۔ باقی دُوسرے خشکندہ عوامل کے ساتھ وہ ترکیب کھا جاتی ہے۔ مثلاً سلفیورک تُرشہ کے ساتھ ترکیب کھاکر امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) پیدا کرتی ہے۔ اور کیلشیئم کلورائیڈ کے ساتھ ترکیب کھاکر ایک ایسا مرکب بنا دیتی ہے جو ضابطہ $CaCl_2 8NH_3$ سے تعبیر کیا جاتا ہے۔ یہ مرکب اپنے خواص کے اعتبار سے ہائیڈریٹس (Hydrates) کا مشابہ ہے۔

طبیعی خواص

امونیا ایک بے رنگ گیس ہے جس میں چبھتی سی مخصوص بُو پائی جاتی ہے۔ اِس گیس کا حجم اگر گرام سالمی ہو تو اِس قدر گیس کا وزن ۲۶ر۱۷ گرام ہوتا ہے۔ اِس بناء پر اِس کی کثافت، ہوا کی کثافت کے نصف سے کچھ ہی زیادہ ہے۔

امونیا، پانی میں نہایت حل پذیر ہے۔ چنانچہ ۰° کی تپش پر معیاری دباؤ کے ماتحت ۱ حجم پانی ۱۳۰۰ حجم امونیا کو حل کرلیتا ہے۔ لیکن اِس کی حل پذیری تپش کی ترقی کے ساتھ ساتھ بہت جلد جلد گھٹتی جاتی ہے۔ چنانچہ

۱ حجم پانی میں	۰° م اور ۷۶۰ ملی میٹر دباؤ کے ماتحت
۰° پر	۱۳۰۰ حجم
۸° پر	۹۲۳ حجم
۱۶° پر	۷۸۳ حجم

۱ حجم پانی میں °م اور ۷۶۰، مم دباؤ کے ماتحت

۳۰° پر ۵۲۹ حجم

۵۰° پر ۳۰۶ حجم

امونیا کا محلول جب گرم کیا جاتا ہے تو اُس سے یہ گیس جلد جلد خارج ہوتی ہے۔ اور جب وہ نقطۂ جوش پر پہنچتا ہے تو سب کی سب خارج ہو جاتی ہے۔

امونیا کا آبی محلول جو بازار میں "مرتکز امونیا" کے نام سے بکتا ہے وہ حقیقت میں ۱۵° پر کا سیر شدہ محلول ہے۔ اِس میں ۳۵ فی صدی امونیا، اور اِس کی کثافت اضافی ۰٫۸۸۱، ہوتی ہے۔

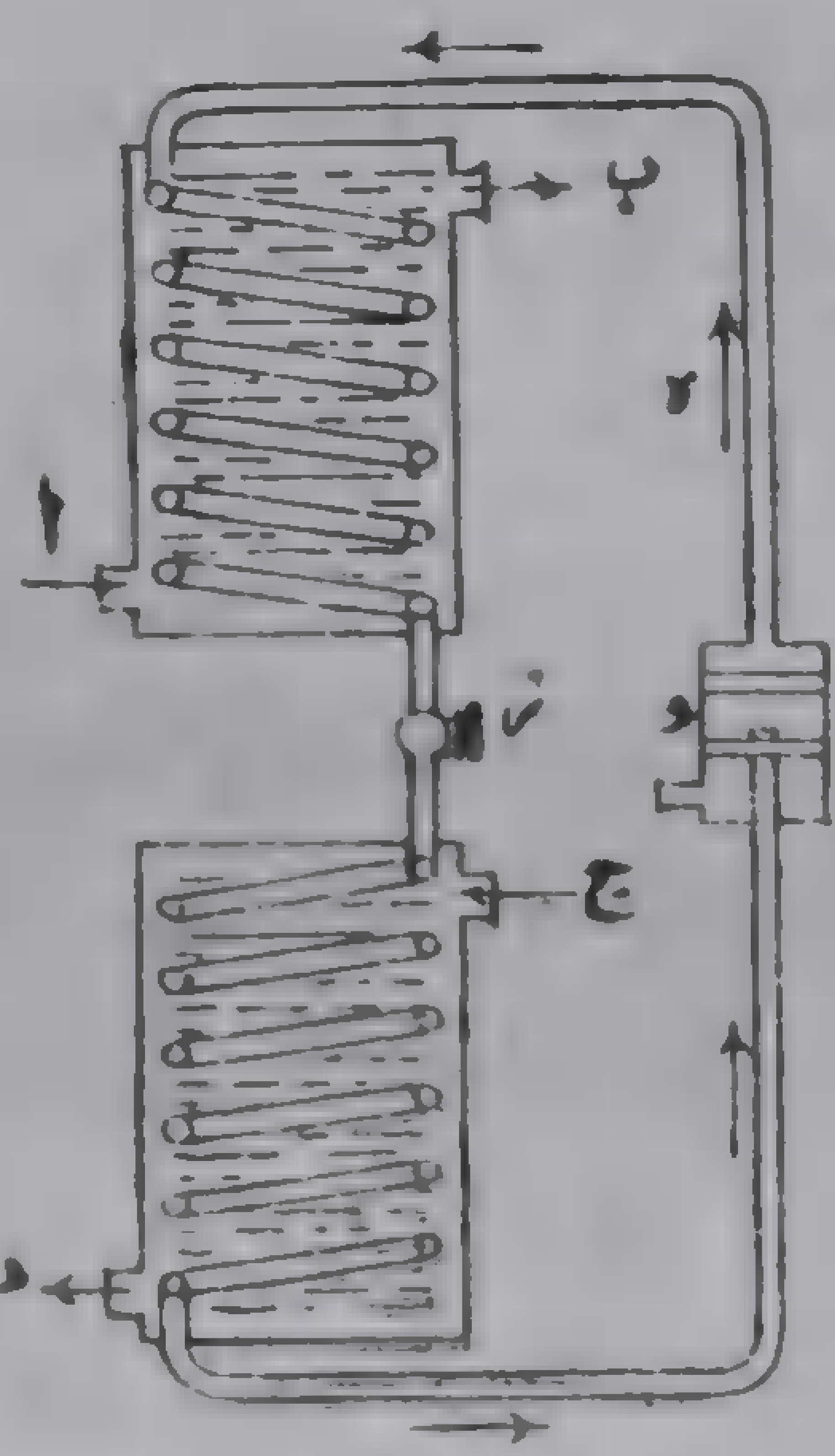
امونیا بہ آسانی اماعت پذیر ہے۔ چنانچہ ۱۰° پر اِس کی اماعت کے لئے ۶٫۵ کرّاتِ ہوائیہ کا دباؤ درکار ہوتا ہے۔ اور ۰° پر اِس مطلب کے لئے صرف ۴٫۲ کرّاتِ ہوائیہ کا دباؤ کفایت کرتا ہے۔ مایع امونیا، بے رنگ، سریع السیلان، اور نہایت انعطاف انگیز چیز ہے۔ یہ مایع -۳۳° پر جوش کھاتا ہے۔ اور جب -۷۸° تک ٹھنڈا کر دیا جاتا ہے تو وہ ٹھوس کی شکل میں آ جاتا ہے۔ یہ ٹھوس سفید اور قلمی ہے۔

مایع امونیا سے انجماد آور چیز کا کام لیا جاتا ہے۔ یہ مایع جب -۳۳° پر تبخیر ہوتا ہے تو ۳۳۰ حرارہ فی گرام جذب کرتا ہے۔ اور یہ مقدار اِتنی کثیر ہے کہ صرف پانی ہی ایک ایسی چیز ہے جس کی تبخیر کی حرارت اِس سے زیادہ ہے۔ اِن دونوں چیزوں کی تبخیر میں اِتنی زیادہ حرارت اِس لئے جذب ہوتی ہے کہ گیسی شکل میں اِن کے سالمی وزن کم ہیں اور اِس لئے اِن کے بخارات کا حجم مقابلۃً بہت زیادہ ہو جاتا ہے۔ علاوہ بریں اِس کی ایک اَور وجہ یہ بھی ہے کہ مایع کی شکل میں اِن دونوں چیزوں کے سالمات کو سنجوگ ہوتا ہے۔ اور اِس طرح وہ زیادہ پیچیدہ، مثلاً $(NH_3)_2$ اور $(NH_3)_3$، ہو جاتے ہیں۔ تبخیر کے وقت اِن پیچیدہ سالمات کو تحلیل ہونا پڑتا ہے۔ اور

اِس تحلیل میں بھی کچھ حرارت صرف ہوتی ہے۔

۰° کے ایک گرام پانی کو منجمد کرنے کے لئے اِس کے وجود سے ۸۰ حراروں کا اخراج ضروری ہے۔ پھر اِس سے ظاہر ہے کہ ۱ گرام امونیا کی تبخیر سے ۴ گرام پانی یخ میں تبدیل ہو سکتا ہے۔

شکل ۲۸ پر غور کرو۔ اِس میں پانی کو منجمد کرنے کے لئے مایع امونیا کے استعمال کی تدبیر کا ایک خاکہ دکھایا گیا ہے۔ اِس میں امونیا گیس، مایع امونیا کی اُستوانی سے لی جاتی ہے۔ اور پمپ و کے ذریعہ نلی ہ میں دھکیل دی جاتی ہے۔ جب یہ گیس، حوض ا ب کے اندر رکھی ہوئی پیچ در پیچ نلی، میں پہنچتی ہے تو وہاں جا کر مایع ہو جاتی ہے۔



شکل ۲۸

حوض ا ب میں ٹھنڈا پانی بہتا رہتا ہے۔ اور امونیا گیس کے بھنچنے اور مایع کی شکل اختیار کرنے سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے اُسے یہ ٹھنڈا پانی ہٹا لے جاتا ہے۔

پھر یہ مایع امونیا، روک ڈاٹ م میں سے قطرہ قطرہ کر کے، نیچے والے حوض کے اندر رکھی ہوئی پیچ در پیچ نلی میں، ٹپکائی جاتی ہے۔

اور یہاں وہ تبخیر ہوتی ہے - اس حوض کے اندر کیلسیئم کلورائیڈ (Calcium Chloride) کا ۳۰ فی صدی آبی محلول بہتا رہتا ہے۔ امونیا کی تبخیر کے لئے جو حرارت درکار ہوتی ہے وہ اِس محلول سے آتی ہے۔ اور اِس طرح یہ محلول ٹھنڈا ہو جاتا ہے - پھر یہ ٹھنڈا محلول حوض میں سے د کے رستے باہر نکلتا ہے - اور ایک اَور حوض کے اندر چکّر کھاتا ہے - اِس حوض میں یخ کے سانچے پانی سے بھر کر معلق رکھ دئے جاتے ہیں - محلولِ مذکور اِن سانچوں کو ٹھنڈا کرتا ہوُا پھر ج کی طرف لَوٹ آتا ہے - اور حوض ج د کے اندر پہنچ کر پھر ٹھنڈا ہو جاتا ہے۔ غرض اِسی طرح یہ محلول چکّر کھاتا رہتا ہے - اور سانچوں میں رکھے ہوئے پانی کو یخ میں تبدیل کرتا جاتا ہے۔

جب اِس تدبیر سے گوشت کے ذخیروں کو ٹھنڈا کرنا منظور ہوتا ہے تو یہ محلول اِس مطلب کے لئے نلوں کے ذریعہ اِن ذخیروں میں لایا جاتا ہے۔ اور وہاں وہ نلوں میں چکّر کھا کھا کر مکان کو ٹھنڈا کر دیتا ہے۔

یہ مشین لوہے کی بنائی جاتی ہے - اگر تانبا یا پیتل استعمال کیا جائے تو امونیا اور اِن دھاتوں میں تعامل شروع ہو جاتا ہے - اور اِس طرح امونیا اِن دھاتوں کو کھا جاتی ہے۔

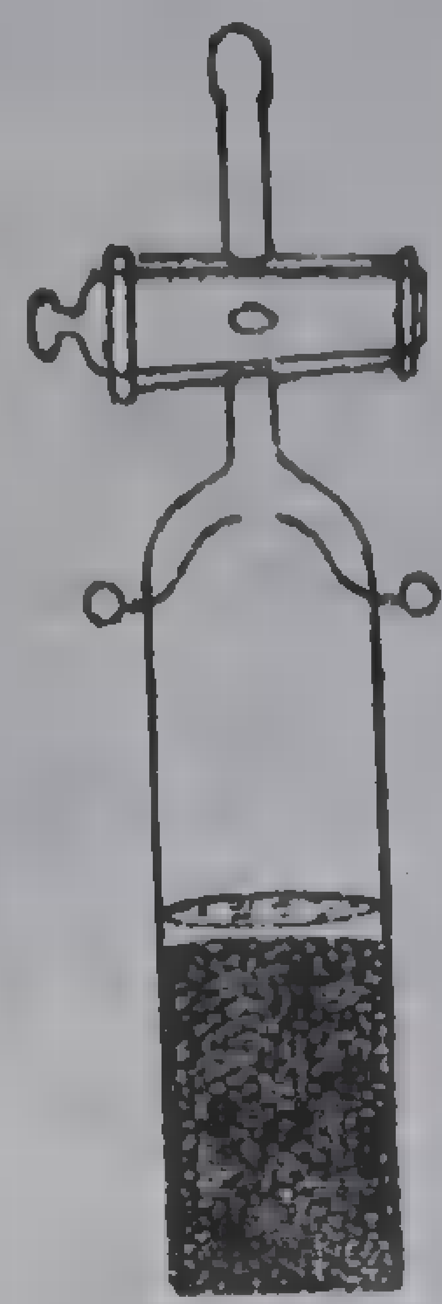
کیمیائی خواص

جیسا کہ صنعت کے تالیفی قاعدہ کے ضمن میں بیان ہو چکا ہے امونیا کچھ زیادہ قیام پذیر نہیں - چنانچہ ۷۰۰° پر تقریباً سب کی سب تحلیل ہو جاتی ہے - اِمالی چکّر کے شرارے (تپش تقریباً ۲۰۰۰°) بھی یہی نتیجہ پیدا کرتے ہیں - چنانچہ اِمالی چکّر سے جب امونیا میں برقی شرارے گزارے جاتے ہیں تو امونیا تقریباً کامل طور پر نائیٹروجن اور ہائیڈروجن میں تحلیل ہو جاتی ہے - مثلاً ایک بند نلی (شکل ۲۹) میں پارے پر خشک امونیا گیس کو بند کر کے

ہم ثابت کر سکتے ہیں کہ برقی شرارے گزارنے سے گیس کا حجم دو چند ہو جاتا ہے - یعنی امونیا کے ہر دو سالموں سے چار سالمے بن جاتے ہیں :-

$$2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$$

لیکن اِس حد کی بلند تپش پر بھی عمل متعاکس رہتا ہے - اور اِس لئے امونیا کی تحلیل قطعی طور پر مکمل نہیں ہونے پاتی - چنانچہ خشک امونیا کو اُسی نلی کے اندر پارے پر بند کر کے اور پلاٹینم (Platinum) کے تاروں کے ذریعہ (شکل ۲۹) برقی شرارے گزار کر ہم اِس بات کی توضیح کر سکتے ہیں - اور اِس واقعہ کے ضمن میں یہ بات بھی ثابت ہو سکتی ہے کہ جب کوئی نظام کیمیائی تعادل میں ہو تو اُس کا سلوک اِس تعادل میں کس انداز پر رہتا ہے -



شکل ۲۹

مثلاً اگر تھوڑا سا سلفیورک (Sulphuric) ترشہ پارے کے اوپر پہنچا دیا جائے تو امونیا کے جو شائبے تحلیل سے بچ رہے ہوتے ہیں وہ اِس ترشہ کے ساتھ ترکیب کھا جاتے ہیں اور اِس طرح گیس سے جُدا ہو جاتے ہیں - یہ واقعہ کیمیائی تعادل کو توڑ دیتا ہے - پھر اِس کے بعد اگر شراروں کی پیدائش جاری رہے تو تعامل کی سمت معکوس ہو جاتی ہے - یعنی پہلے تو شراروں کے اثر سے امونیا اپنے اجزائے ترکیبی میں تحلیل ہوئی تھی - اور اب وُہی اجزائے ترکیبی پھر باہم ترکیب کھا کر امونیا پیدا کرتے جاتے ہیں - اِس طور پر جو امونیا بن جاتی ہے اُس کو اب تحلیل لاحق نہیں ہو سکتی - کیونکہ وہ جب ایک مرتبہ ترشۂ مذکور کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے تو پھر اُس کے لئے شراروں کے حیز میں لوٹ کر

آنے کا موقع نہیں رہتا۔ اور اِس طرح آخرِ کار آزاد شدہ گیسیں بہ تمام و کمال ترکیب کھا جاتی ہیں۔ اِس تعامل کو التنزاماً بہ سمتِ معکوس، ہم بہ طریقِ ذیل تعبیر کر سکتے ہیں :-

$$(NH_4)_2SO_4 \leftarrow H_2SO_4 + 2NH_3 \rightleftarrows N_2 + 3H_2,$$

امونیئم سلفیٹ (Ammonium sulphate) زائد ترشہ میں حل ہوتا جاتا ہے اور آخرِ کار صرف یہی باقی رہ جاتا ہے۔

اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ تعامل پہلے تو تقریباً بہ تمام و کمال ایک ہی سمت میں چلتا ہے۔ اور پھر کُلیتہً معکوس ہو جاتا ہے حالانکہ اِس تعامل کے مقامِ حدوث میں گیس کو جو حالات لاحق ہوتے ہیں اُن میں کسی قسم کا تغیر نہیں ہوتا۔ ہاں صِرف اِس قدر فرق پیدا ہو جاتا ہے کہ ذرا سا تُرشہ داخل کر دیا جاتا ہے۔ لیکن اُس کا مقام بہرکیف حدوثِ تعامل کے محل سے مقابلۃً دُور رہتا ہے۔

امونیا جب اِس قسم کے آکسائیڈز (Oxides) پر گزاری جاتی ہے جو تحویل ہو سکتے ہیں تو وہ آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر پانی بنا دیتی ہے اور نائیٹروجن اِس کی، آزاد ہو جاتی ہے۔ مثلاً گرم کئے ہوئے کیوپرک آکسائیڈ (Cupric oxide) پر گزارنے سے :-

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + 3H_2O + N_2,$$

امونیا، خالص آکسیجن میں احتراق پذیر ہے۔ اور اِس صورت میں بھی وُہی نتیجہ پیدا ہوتا ہے۔ ہوا میں یہ گیس بہ مشکل جلتی ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ اِس صورت میں حرارت صِرف تحلیل ہی میں صَرف نہیں ہوتی بلکہ اُس کا کچھ حِصّہ ہوا کی نائیٹروجن کے گرم کرنے میں بھی صَرف ہو جاتا ہے۔ جس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے حیزِ تعامل سے اُس کا مسلسل نِکاس ہوتا رہتا ہے۔ اور گیس کو اپنی تپشِ اشتعال پر رہنا نصیب نہیں ہوتا۔

جب اِس قسم کی دھاتیں جو نائیٹروجن کے ساتھ ترکیب کھا سکتی

ہیں خشک امونیا کی رَو میں گرم کی جاتی ہیں تو وہ ہائیڈروجن کی جگہ لے لیتی ہیں۔ چنانچہ میگنیشیئم (Magnesium) کے تعامل سے میگنیشیئم نائیٹرائیڈ (Nitride) پیدا ہوتا ہے :-

$$2NH_3 + 3Mg \rightarrow Mg_3N_2 + 3H_2$$

لیکن جب امونیا کی رَو گرم کئے ہوئے پوٹاسیئم (Potassium) یا سوڈیئم (Sodium) پر گزاری جاتی ہے تو یہاں ایمائیڈز (Amides) پیدا ہوتے ہیں۔ چنانچہ سوڈیئم کے تعامل سے سوڈامائیڈ (Sodamide) $NaNH_2$ بنتا ہے :-

$$2Na + 2NH_3 \rightarrow 2NaNH_2 + H_2$$

یہ دھاتی شکل و صورت کا مرکب ہے۔ اِس قسم کی چیزیں جن کی ترکیب میں گروہ NH_2 شامل ہوتا ہے کیمیائی زبان میں اُن کا نام ایمائیڈز (Amides) ہے۔

کلورین اور برومین، اِس گیس کی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہیں اور اُس کی نائیٹروجن کو آزاد کر دیتی ہیں۔ اِس تعامل سے نائیٹروجن کی رَو حاصل ہو سکتی ہے۔ لیکن جیسا کہ تیاری کے قاعدوں میں بیان ہو چکا ہے کلورین کے متعلق یہ احتیاط ضروری ہے کہ تعامل کے چیز میں اِس کی افراط نہ ہونے پائے۔ اگر امونیا کی بجائے اِس مطلب کے لئے امونیئم کلورائیڈ (Ammonium Chloride) کا محلول استعمال کیا جائے تو زیادہ مناسب ہے۔ اِس صورت میں :-

$$2NH_4Cl + 3Cl_2 \rightarrow N_2\uparrow + 8HCl$$

امونیا کی نہایت مخصوص خاصیت یہ ہے کہ وہ پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ایک اساس پیدا کر دیتی ہے :-

$$NH_3(\text{گیس}) \rightleftharpoons NH_3(\text{حل شدہ}) + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^{\cdot} + OH'$$

وقتِ واحد میں اِس گیس کا صرف تھوڑا سا حصّہ (ایک تہائی) پانی کے

ساتھ فی الواقع ترکیب کھائے ہوئے ہوتا ہے۔ اور زیادہ تر وہ محض NH_3 ہی کی حیثیت سے حل شدہ ہوتا ہے۔

امونیا کا محلول خانگی ضروریات میں بھی استعمال ہوتا ہے۔ چنانچہ نہانے اور دھونے میں اِس سے بھاری پانی کو ہلکا کرنے کا کام لیا جاتا ہے۔

امونیا -۳ر۷۹° پر یا اِس سے پست ترتپش پر پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ٹھوس امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) پیدا کرتی ہے۔ جس کا رنگ سفید ہوتا ہے۔ یہ ٹھوس چونکہ -۳ر۷۹° سے بلند ترتپش پر مایع ہو جاتا ہے اِس لئے امونیا کے آبی محلول میں جو امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ کا محلول موجود ہوتا ہے صرف وُہی امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ کی قابلِ حصول شکل ہے۔

-۶ر۷۸° سے پست ترتپش پر امونیئم آکسائیڈ (Ammonium Oxide) $(NH_4)_2O$ بھی حاصل ہو سکتا ہے۔ یہ مرکب بھی ٹھوس چیز ہے۔

علاوہ بریں تُرشوں کے ساتھ بھی امونیا ترکیب کھاتی ہے۔ اور ترکیب کھا کر نمک بنا دیتی ہے۔ یہ نمک محلول میں بہت زیادہ آئیونائیز (Ionize) ہوتے ہیں:-

NH_3 (گیس) + HCl (گیس) → NH_4Cl (ٹھوس)

NH_3 (گیس) + HNO_3 (مایع) → NH_4NO_3 (ٹھوس)

$2NH_3$ (گیس) + H_2SO_4 (مایع) → $(NH_4)_2SO_4$ (ٹھوس)

امونیئم کے مرکبات ———— NH_4، مرکبات

کی ترکیب اور کیمیائی تعاملوں میں دھاتی عنصر کا کام سرانجام دیتا ہے۔ چنانچہ وہ ایک اساس کی ترکیب میں بھی داخل ہے اور نمکوں کا تو اِس سے ایک اچھا خاصا سلسلہ پیدا ہوتا ہے۔ اِس بنا پر اِس کا نام امونیئم رکھا

گیا ہے۔ اِن مرکبات کا مثبت آئیون (Ion) اسی پر مشتمل ہوتا ہے۔ اِس اصلیہ سے چونکہ یگرفتہ مثبت آئیون $\overset{+}{NH_4}$ (Ion) بنتا ہے، اور اِس سے ایک اساس بھی حاصل ہوتی ہے جو واضح طور پر قلویانہ عمل کرتی ہے۔ اِس لئے وہ پوٹاسیئم (Potassium) اور سوڈیئم کی جماعت میں داخل کرلیا گیا ہے۔ اور قلیوں کی دھاتوں کا ایک فرد سمجھا جاتا ہے۔

امونیئم ہائیڈرآکسائیڈ

امونیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Ammonium hydroxide) اگرچہ تحلیل کی اُس حد تک آئیونائیز (Ionize) نہیں ہوتا جس حد تک کہ پوٹاسیئم ہائیڈرآکسائیڈ (Potassium Hydroxide) آئیونائیز (Ionize) ہوتا ہے لیکن لِٹمس[1] کو وہ بہ آسانی متاثر کردیتا ہے۔ طبعی محلول میں امونیا کا تقریباً ۴،۰ فی صدی، امونیئم آئیون $\overset{+}{NH_4}$ (Ammonium ion) ہوتا ہے۔ جب اِس محلول میں کوئی تُرشہ ملایا جاتا ہے تو محلول میں ہائیڈرآکسائیڈ آئیون (Hydroxid ion) کی جو خفیف سی مقدار امونیئم آئیون کے جواب میں موجود ہوتی ہے وہ جاتی رہتی ہے۔ اور اِس طرح مختلف تعادل استقداماً ٹوٹتے جاتے ہیں۔ اور آخرِ کار وُہی نتیجہ مترتّب ہوتا ہے جو دُوسری اساسوں سے متصور ہو سکتا ہے:—

$$NH_3 \text{ گیس} \rightleftarrows NH_3 \text{ حل شدہ} + H_2O \rightleftarrows NH_4OH \leftrightarrows \overset{+}{NH_4} + \overset{-}{OH} \Big\} \leftrightarrows H_2O$$
$$HCl \leftrightarrows \overset{-}{Cl} + \overset{+}{H}$$

امونیئم کے نمک

خوب گرم کرنے پر، تمام امونیئم (Ammonium) نمک تحلیل ہو جاتے ہیں۔ اور اِن کی تحلیل سے عموماً امونیا اور تُرشہ حاصل ہوتے ہیں۔ اب اگر تُرشہ بھی طیران پذیر ہو تو نمک کا تمام مادّہ اِس طرح بخار میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اور اگر تُرشہ کے طیران کا یہ حال ہو کہ تُرشہ کو اُس سے

[1] Litmus

مستقل تحلیل لاحق نہ ہوتی ہو تو بخارہ کے ٹھنڈا ہونے پر وہ پھر امونیا کے ساتھ ترکیب کھاکر ٹھوس بنا دیتا ہے -

$$NH_4Cl \text{ (ٹھوس) } \rightleftarrows NH_4Cl \text{ گیس } \rightleftarrows HCl + NH_3$$

امونیئم نمکوں کا یہ سلوک اُنہیں حقیقی دھاتوں کے نمکوں سے تمیز کر دیتا ہے - چنانچہ دھاتوں کے نمکوں کا یہ حال ہے کہ پارے کے نمکوں کے سوا باقی اکثر نمکوں کو بہ آسانی اور کامل طور پر طیران نہیں ہوتا -

امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) یعنی نوشادر جو ٹانکے میں کام آتا ہے اُس کی یہ خاصیت اِسی بجوگ ہی پر موقوف ہے - جس دھات کو ٹانکے سے جوڑنا منظور ہوتا ہے اُس پہ نوشادر ڈال کر اِس نوشادر پر گرم گرم لوہا رکھا جاتا ہے - اِس کی حرارت سے نوشادر کو بجوگ ہوتا ہے - اور اِس بجوگ سے جو ہائیڈرو کلورک (Hydrochloric) تُرشہ آزاد ہوتا ہے وہ اُس آکسائیڈ کے ساتھ تعامل کرتا ہے جس سے دھات کی سطح ڈھکی ہوئی ہوتی ہے -

بعض امونیئم نمکوں کا یہ حال بھی ہے کہ جب یہ گرم کئے جاتے ہیں تو اِن سے امونیا کا کوئی شائبہ پیدا نہیں ہوتا - چنانچہ امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) اور امونیئم ڈائی کرومیٹ (Ammonium dichromate) اِسی جماعت میں شامل ہیں - دُوسری طرف وہ چیزیں ہیں جن میں پروٹینز (Proteins) پائی جاتی ہیں - جب یہ چیزیں گرم کی جاتی ہیں تو اِن سے یقیناً امونیا پیدا ہوتی ہے حالانکہ یہ چیزیں امونیئم کے نمک نہیں - اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ کسی چیز سے امونیا کا پیدا ہونا اِس امر کی قطعی دلیل متصور نہیں ہو سکتا کہ وہ چیز بلا شبہ امونیئم کا نمک ہے -

تشخیص

امونیئم نمکوں کی تشخیص اِس طرح کی جاتی ہے کہ اُنہیں خشک

یا محلول کی شکل میں لے کر اُن میں کوئی اساس ملائی جاتی ہے۔ اور پھر آمیزہ کو گرم کیا جاتا ہے۔ اِس طرح امونیا آزاد ہو جاتی ہے اور اپنی بُو سے بخوبی پہچانی جا سکتی ہے۔ آئیونِک (Ionic) نظریہ کے رُو سے واقعات کی تعبیر حسب ذیل ہے:۔

$$\left.\begin{matrix}(NH_4)_2SO_4 \rightleftarrows \overset{=}{SO_4} + 2\overset{+}{NH_4} \\ 2KOH \rightleftarrows 2\overset{+}{K} + 2\overset{-}{OH}\end{matrix}\right\} \rightleftarrows 2NH_4OH \rightleftarrows 2H_2O + \underset{\text{گیس}}{2NH_3}\uparrow$$

جب محلول استعمال کیا جاتا ہے تو $\overset{+}{NH_4}$ اور $\overset{-}{OH}$ کا رُجحان یہ ہوتا ہے کہ باہم ترکیب کھا کر اپنا خفیف سا آئیونائیزڈ (Ionized) سالمی ہائیڈر آکسائیڈ بنا دیں اور پھر اِس کے وجود سے مزید تعادل شروع ہو جاتے ہیں۔ اِس سے ظاہر ہے کہ اِس تغیر کا بنیادی اصول بھی وہی ہے جو کہ تعدیل میں کار فرما ہوتا ہے۔

امونیئم کی ترکیب

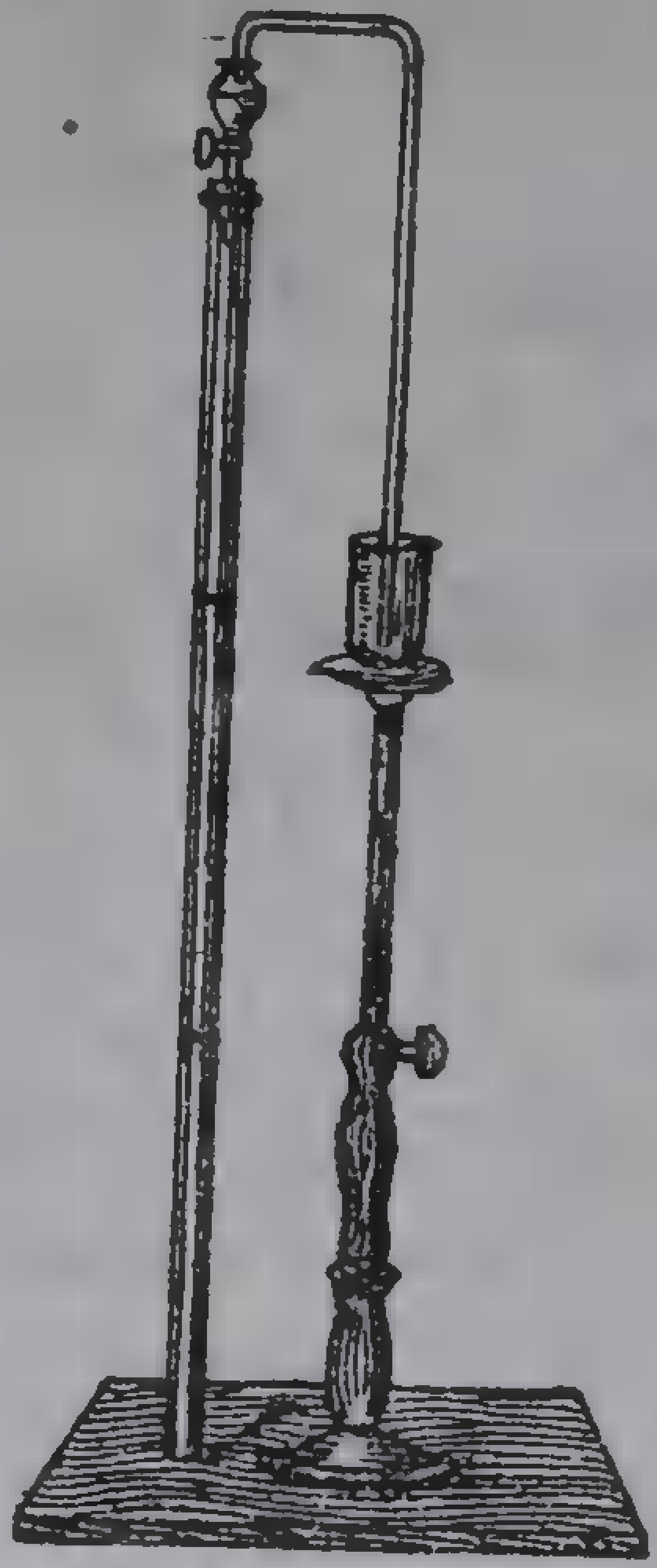
۱۔ امونیا، سُرخ حرارت سے پست تر تپش پر ہی اپنے عناصرِ ترکیبی میں تحلیل ہو جاتی ہے۔ اِس تحلیل میں ۲ حجم امونیا، ۱ حجم نائیٹروجن اور ۳ حجم ہائیڈروجن پیدا کرتی ہے۔

۲۔ جب امونیا میں برقی شرارے گزارے جاتے ہیں تو اِس صورت میں بھی وہ تحلیل ہو جاتی ہے۔ یہ تجربہ اگر اِس طرح کیا جائے کہ امونیا کا کوئی معلوم حجم گیس پیما میں پارے پر بند ہو تو کچھ دیر تک شرارے گزارنے کے بعد بخوبی معلوم ہو سکتا ہے کہ گیس کا حجم پہلے سے دوچند ہو گیا ہے۔

اِن واقعات سے ظاہر ہے کہ امونیا کی ترکیب میں نائیٹروجن اور ہائیڈروجن علی الترتیب ایک اور تین کی نسبت سے ہیں۔

اِس واقعہ کے ثبوت میں ہم اِس بات سے بھی استفادہ کر سکتے ہیں کہ امونیا کو کلورین تحلیل کر دیتی ہے۔ یعنی وہ خود تو امونیا کی

ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا جاتی ہے اور امونیا کی نائیٹروجن آزاد ہو جاتی ہے۔ اِس مطلب کے لئے شکل نمبر ۳۰ کے آلہ سے کام لیا جا سکتا ہے۔



شکل نمبر ۳۰

اِس آلہ میں شیشہ کی لمبی نلی تین مساوی حصوں میں تقسیم کردی گئی ہے۔ یہ نلی کلورین سے بھر کر ایک ایسے کاگ سے بند کردی جاتی ہے جس میں قیفِ فارق لگا ہوتا ہے۔ پھر اِس قیف میں چند مکعب سمِ امونیا کا طاقتور آبی محلول ڈال دیا جاتا ہے۔ اور قطرہ قطرہ کرکے نلی میں ٹپکایا جاتا ہے۔ جب پہلے دو تین قطرے کلورین میں داخل ہوتے ہیں تو کیمیائی تعامل کے ساتھ ساتھ روشنی کی ہلکی سی چمک بھی پیدا ہوتی ہے۔ اور پھر امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا دُخان بن جاتا ہے۔

جب تعامل مکمل ہو جائے تو اُس وقت تمام کلورین، امونیا کی ہائیڈروجن کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ بن چکی ہوگی۔ اور یہ ترشہ زائد امونیا کے ساتھ مل کر امونیئم کلورائیڈ بن گیا ہوگا۔ یہ نمک اُس پانی میں حل ہو جاتا ہے جو امونیا کے محلول میں ہوتا ہے۔

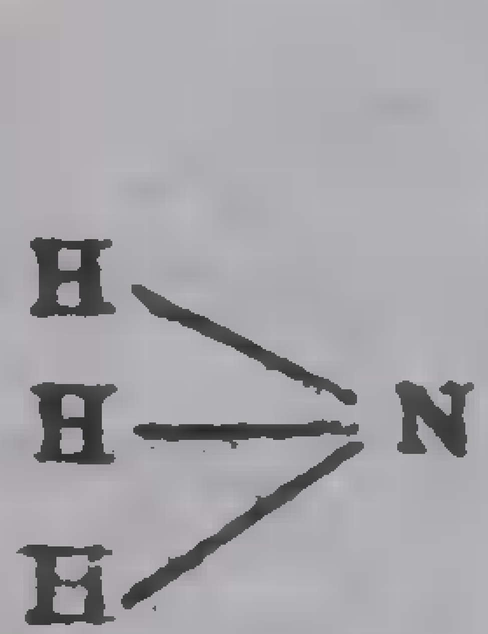
اب قیفِ فارق کے ذریعہ ہلکائے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کی تھوڑی سی مقدار نلی میں داخل کرو کہ وہ باقی ماندہ زائد امونیا کو جذب کرلے۔ پھر اِس کے بعد قیف کے ساتھ ایک خمدار نلی لگا کر نلی کے اندر گیس کے دباؤ کو اُسی حد پر لے آؤ جس حد پر کہ وہ تجربہ کی ابتدا میں تھا۔

خمدار نلی کا آزاد سرا جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے، پانی کے گلاس میں ہونا چاہیئے جب قیف کی ڈاٹ کھول دی جائیگی تو پانی نلی میں داخل ہوگا اور اس کے تین حصّوں میں سے دو کو بھر دیگا۔ باقی ماندہ گیس تشخیص سے نائیٹروجن ثابت ہوگی۔

تجربہ سے ظاہر ہے کہ یہ، جو نلی کے ایک حصّہ کے برابر نائیٹروجن، حاصل ہوئی ہے یہ امونیا کی اُس مقدار سے حاصل ہوئی ہے جسے پوری نلی بھر یعنی حاصل شدہ نائیٹروجن سے تین گنا حجم کی کلورین نے تحلیل کر دیا ہے۔ اب یہ معلوم ہے کہ کلورین (Chlorine) مساوی الحجم ہائیڈروجن سے ترکیب کھاتی ہے۔ اور یہ، کلورین کی مساوی الحجم ہائیڈروجن اُس نائیٹروجن کے ساتھ ترکیب کھائے ہوئے تھی جو اُن ہی حالات کے ماتحت نلی کے صرف تیسرے حصّہ میں سما جاتی ہے۔ اِس لئے ضروری ہے کہ امونیا کی ترکیب میں نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کا حجمی تناسب ایک اور تین کا تناسب ہو۔

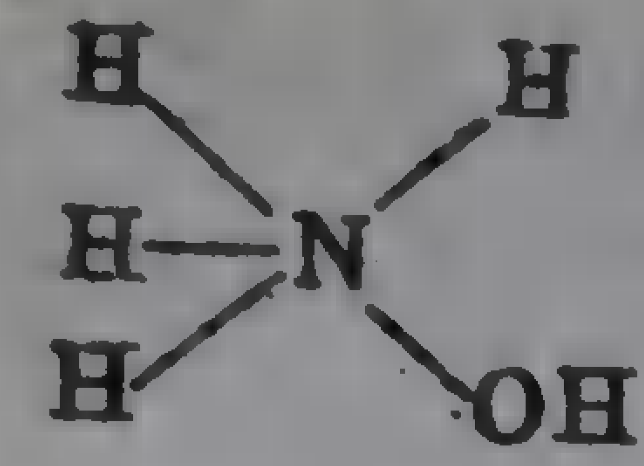
اِس سے قبل دوسرے تجربوں سے معلوم ہوچکا ہے کہ ۲ حجم امونیا سے ۱ حجم نائیٹروجن اور ۳ حجم ہائیڈروجن حاصل ہوتی ہے۔ اِسی واقعہ کو ہم دوسرے لفظوں میں اِس طرح بھی بیان کرسکتے ہیں کہ امونیا کے ۲ سالمے ۱ سالمہ نائیٹروجن کا اور ۳ سالمے ہائیڈروجن کے پیدا کرتے ہیں۔ پھر ضرور ہے کہ امونیا کا سالمہ، ۱ جوہر نائیٹروجن اور ۳ جوہر ہائیڈروجن پر مشتمل ہو۔ اور اِس بنا پر اِس کا ضابطہ NH_3 ہونا چاہیئے۔ امونیا کی کثافت سے اِس ضابطہ کی بخوبی تصدیق ہو جاتی ہے۔

امونیا میں تو نائیٹروجن، سہ گرفتہ ہے۔ لیکن اِس کے نمکوں میں وہ پنجگرفتہ معلوم ہوتی ہے چنانچہ

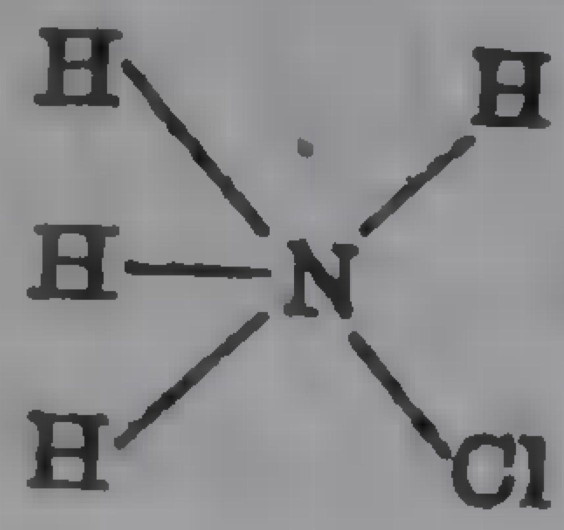


امونیا (Ammonia) کا ترسیمی ضابطہ

امونیئم ہائیڈراکسائیڈ (Ammonium hydroxide) کا ترسیمی ضابطہ



اور امونیئم کلورائیڈ (Ammonium Chloride) کا ترسیمی ضابطہ



۲- ہائیڈریزین

Hydrazine

N_2H_4

یا

$NH_2 \cdot NH_2$

اِس مرکب کو ڈائی اَمیڈوجن (Diamidogen) بھی کہتے ہیں۔ پہلے پہل اِسے کرٹیئس[1] نے ۱۸۸۷ء میں تیار کیا تھا۔

تیاری

۱- یہ مرکب اُس نامیاتی ترشہ کے نمک سے تیار ہو سکتا ہے جسے ڈائی ایزو ایسیٹک (Diazo-acetic) ترشہ کہتے ہیں۔ $N_2{>}CH.COO$

اِس نمک کو ایتھر (Ether) میں رکھ کر اِس میں

---

[1] Curtius

پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Potassium hydroxide) ملایا جاتا ہے تو ایک اور ترشہ کا پوٹاسیئم نمک بن جاتا ہے ۔ اس ترشہ کا نام ٹرائی ایزو ایسیٹک (Triazo-acetic) ترشہ ہے ۔ اس ترشہ کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ اس کا سالمہ گویا ڈائی ایزو ایسیٹک (Diazo-acetic) ترشہ کے تین سالموں کی وابستگی سے پیدا ہو گیا ہے ۔ اس بناء پر اس کا ضابطہ $(N_2:CH.COOH)_3$ ہے ۔ جب اس مرکب میں ہلکے سلفیورک (Sulphuric) ترشہ کی کافی مقدار ملا دی جاتی ہے تو وہ ہائیڈریزین سلفیٹ (Hydrazine Sulphate) اور آگزیلک (Oxalic) ترشہ میں تبدیل ہو جاتا ہے ۔ مثلاً اگر ترشۂ مذکور کا سادہ ضابطہ استعمال کر لیا جائے تو

$$\begin{matrix}N\\N\end{matrix}\!\!>CH.COOH+H_2SO_4+2H_2O\rightarrow N_2H_4.H_2SO_4+\begin{matrix}COOH\\COOH\end{matrix}$$

ہائیڈریزین سلفیٹ میں پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ کا آبی محلول ملا کر کشید کرنے سے ہائیڈریزین ہائیڈریٹ حاصل ہوتا ہے ۔

۲۔ ہائیڈریزین (Hydrazine) خالص غیر نامیاتی ذرائع سے بھی تیار ہو سکتی ہے ۔ تفصیل اس اجمال کی حسب ذیل ہے :۔ ہائیڈروجن پوٹاسیئم سلفائیٹ (Hydrogen Potassium sulphite) کے ساتھ پوٹاسیئم نائیٹرائیٹ (Potassium nitrite) تعامل کرتا ہے تو پوٹاسیئم ڈائی نائیٹروسو سلفونیٹ (Potassium dinitroso sulphonate) $O:N.N.OK.KSO_3$ پیدا ہوتا ہے ۔ اگر نائیٹرائیٹ کا ضابطہ $O:N.OK$ لکھ لیا جائے تو اس تعامل کی ماہیت زیادہ واضح ہو جائیگی ۔ چنانچہ

$$2O:N.OK+2HKSO_3\rightarrow O:N.N.OK.KSO_3+K_2SO_4$$

اس مرکب کو سوڈیئم (Sodium) ملغم ملا کر تحویل کر دینے سے ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) حاصل ہوتا

ہے۔ تعامل کی اصلیت یہ ہے کہ ملغم کا سوڈیم، پانی کے ساتھ تعامل کرکے ہائیڈروجن پیدا کرتا ہے۔ اور یہ ہائیڈروجن اپنی زائیدگی کی حالت میں مرکب مذکور کو تحویل کر دیتی ہے:-

$$O{:}N.N.OK.KSO_3 + 6H \rightarrow N_2H_4,H_2O + K_2SO_4$$

اب ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) میں بیریئم آکسائیڈ ملا کر آمیزہ کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت کشید کرنے سے ہائیڈریزین حاصل ہو سکتی ہے:-

$$N_2H_4,H_2O + BaO \rightarrow \underset{\text{کشیدہ}}{N_2H_4\uparrow} + Ba(OH)_2$$

خواص

ہائیڈریزین (Hydrazine) سفید ٹھوس ہے جو مرطوب ہوا میں دخان پیدا کرتا ہے۔ یہ دخان، ہائیڈریٹ کی پیدائش کا نتیجہ ہے۔ ہائیڈریزین کا نقطۂ انماعت ۱ء۴° اور نقطۂ جوش ۱۱۳ء۵° ہے۔ ہائیڈریزین اساسی چیز ہے۔ اور طاقتور محوّل بھی ہے۔ چنانچہ فیہلنگ[1] کے محلول میں ملانے سے کیوپرس آکسائیڈ (Cuprous oxide) کا سرخ رسوب پیدا کرتی ہے۔

ہائیڈریزین ہائیڈریٹ

HYDRAZINE HYDRATE

N_2H_4,H_2O

یہ، پانی اور ہائیڈریزین کا مرکب ہے۔

تیاری

ہائیڈریزین سلفیٹ (Hydrazine sulphate) $N_2H_4.H_2SO_4$

[1] Fehling

میں پوٹاسیئم ہائیڈر اکسائیڈ کا آبی محلول ملاکر کشید کرنے سے حاصل ہو سکتا ہے۔

خواص

یہ ایک بے رنگ اور دُخان خیز مائع ہے۔ جلد پر پڑ جائے تو اُس کو کھا جاتا ہے۔ اِس کا نقطۂ انجماد - ۴۰° اور نقطۂ جوش ۵ر۱۱۸° ہے۔ اور اِس کی قیام پذیری کا یہ حال ہے کہ بلا تحلیل کشید ہو سکتا ہے۔ کاگ، ربڑ اور شیشہ پر حملہ کرتا ہے۔ اور صرف چاندی یا پلاٹینم کے برتنوں میں تیار کیا جا سکتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے اِن دھاتوں کے جو برتن استعمال کئے جاتے ہیں اُن میں پیچ بنے ہوتے ہیں۔ اور ان پیچوں کے ذریعہ وہ ایک دُوسرے پر کس دیئے جاتے ہیں۔

اِس کا آبی محلول قلویانہ عمل کرتا ہے۔ اور ترشوں کے ساتھ تعامل کر کے نمک بناتا ہے۔ نوبجن ترشوں کے تعامل سے نمکوں کے دو سلسلے پیدا کرتا ہے۔ ایک سلسلہ میں نوبجن ترشہ کا ایک سالمہ ہوتا ہے۔ اور دُوسرے سلسلہ میں نوبجن ترشہ کے دو سالمے ہوتے ہیں۔ چنانچہ ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) ترشہ کے تعامل سے :-

N_2H_4HCl ہائیڈریزین مانو ہائیڈروکلورائیڈ (Hydrazine mono hydrochloride)

اور

$N_2H_4\,2HCl$ ہائیڈریزین ڈائی ہائیڈروکلورائیڈ Hydrazine dihydrochloride

ہائیڈریزین کی طرح اِس کے نمک بھی طاقتور محوّل ہیں۔ چنانچہ وہ بھی فیہلنگ[1] کے محلول میں کیوپرس آکسائیڈ (Cuprous oxide) کا سُرخ رسوب پیدا کرتے ہیں۔ یہ تعامل اِن مرکبات کو امونیئم (Ammonium) کے نمکوں سے فوراً متمیز کر دیتا ہے۔

---

[1] Fehling

ہائیڈریزوئک تُرشہ

HYDRAZOIC

یا

ایزوئیمائیڈ

AZOIMIDE



یا HN_3

یہ مرکب ۱۸۹۰ء میں کرٹیئس[1] کے انکشاف میں آیا۔

تیاری

۱۔ جب سوڈامائیڈ (Sodamide) کو ۲۰۰° پر رکھ کر اس پر نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کی رَد گزاری جاتی ہے تو پانی آزاد ہوتا ہے اور سوڈیئم ہائیڈریزوئیٹ (Sodium hydrazoate) باقی رہ جاتا ہے :-

$$NH_2Na + N_2O \rightarrow NaN_3 + H_2O.$$

اس طرح جو سوڈیئم ہائیڈریزوئیٹ تیار ہوتا ہے اُس میں ہلکا یا سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ مِلا کر آمیزہ کو نرم نرم آنچ دی جائے تو سوڈیئم سلفیٹ (Sodium sulphate) بنتا ہے اور ہائیڈریزوئک (Hydrazoic) تُرشہ آزاد ہو جاتا ہے :-

$$2NaN_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HN_3$$

---

[1] Curtius

۲۔ آزاد تُرشہ کا ہلکایا محلول حاصل کرنے کے لئے بہترین قاعدہ یہ ہے کہ سیسے کا نمک، ہلکایا سلفیورک تُرشہ ملا کر کشید کیا جائے:۔

$$Pb(N_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2HN_3$$

۳۔ ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) کے سرد آبی محلول میں سرد نائیٹرس (Nitrous) تُرشہ ملانے سے بھی اِس تُرشہ کا ہلکایا محلول تیار ہو سکتا ہے:۔

$$N_2H_4,H_2O + HNO_2 \rightarrow HN_3 + 3H_2O$$

تخلیص

آبی محلول کو بار بار کشید کرنے سے خالص تُرشہ حاصل ہو سکتا ہے۔ لیکن عمل خطرناک ہے۔ کیونکہ خالص تُرشہ نہایت تُند دھماکا پیدا کرتا ہے۔ اور نائیٹروجن اور ہائیڈروجن میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ اِس تحلیل کے دَوران میں بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے:۔

$$HN_3, \text{آبی} \longrightarrow H + 3N + \text{آب} + 61,600 \ \text{حرارہ}$$

خواص

یہ مرکب ایک بے رنگ اور طیران پذیر مایع ہے جو ۳۷° پر جوش کھاتا ہے۔ اِس کے بخارات میں نہایت ناگوار اور تیز چُبھتی ہوئی سی بُو پائی جاتی ہے۔ یہ بخار ہوا سے ہلکایا ہُوا ہو تو اِس صورت میں بھی سُونگھنے سے ریشِٹ جھلّی پر بڑا اثر کرتا ہے۔ اِس کی بُو ہائیڈروکلورک تُرشہ کی بُو سے ملتی جلتی ہے۔ اور اِس کا سوڈیئم نمک سوڈیئم کلورائیڈ (Sodium chloride) کے مزہ کا مشابہ ہے۔

یہ مرکب جیسا کہ اِس کے نام سے ظاہر ہے ایک تُرشئی چیز ہے۔ اور تُرشگانہ عاملیت، اور آئیونائیزیشن (Ionization) کی قابلیت، میں ایسیٹک (Acetic) تُرشہ سے کسی قدر بڑھا ہُوا ہے۔ اپنے کئی ایک خواص کے اعتبار سے لوَنجن تُرشوں کا بہت مشابہ ہے۔

پانی میں بہت حل پذیر ہے۔ اور اِس کے محلول میں تیز ترشگانہ خواص پائے جاتے ہیں۔ اِس کے محلول سے ویسی ہی بُو آتی ہے جیسی کہ اِس کے بخار سے۔ محلول کو جب جوش دیا جاتا ہے تو وہ آخر کار ایک معین طاقت پر آجاتا ہے۔ اور پھر اِسے کشید کرنے سے مستقل ترکیب کا آبی ترشہ حاصل ہوتا ہے۔ اِس اعتبار سے وہ گویا آبی ہائیڈرو کلورک (Hydrochloric) ترشہ کا مشابہ ہے۔

ترکیب کے لحاظ سے اِس ترشہ کا، ہائیڈرو سائیانِک (Hydrocyanic) ترشہ سے اور نوجن ترشوں سے بخوبی مقابلہ ہو سکتا ہے۔ چنانچہ

$$H(Br)\ ،H(Cl)\ ،H(CN)\ ،H(N)_3$$

اِس مشابہت کو ہم یوں تصور کر سکتے ہیں کہ سائیانوجن (Cyanogen) اصلیہ یعنی CN، یا نوجن عناصر Cl اور Br، کی جگہ ایک ایسے گروہ نے لے لی ہے جو نائیٹروجن کے تین جوہروں پر مشتمل ہے۔

وہ دھاتیں جو بالخصوص زیادہ عاملیت کا اظہار کرتی ہیں، اِس کے محلول میں رکھ دی جائیں تو وہ اِس کی ہائیڈروجن کو ہٹا کر خود اِس کی جگہ لے لیتی ہیں۔ چنانچہ میگنیسیئم (Magnesium) مثال کے طور پر پیش کیا جا سکتا ہے۔

جب اِس کے محلول میں سِلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کا محلول مِلایا جاتا ہے تو سِلور ہائیڈریزوئیٹ (Silver AgN_3(Hydrazoate) کا سفید رسوب بن جاتا ہے۔ گویا اصلیہ N_3 اِس نمک میں اصلیہ Cl کے سے خواص پیدا کر دیتا ہے۔ یہ رسوب شکل وصورت میں سِلور سائیانائیڈ (Silver cyanide) اور سِلور کلورائیڈ (Silver chloride) کا بہت مشابہ ہے۔ لیکن وہ سِلور کلورائیڈ کی طرح روشنی سے متاثر نہیں ہوتا۔ اور اِس کے لئے ایک وجہِ امتیاز یہ بھی ہے کہ وہ نہایت دھماکو ہے۔ چنانچہ اِس کی ذرا سی مقدار اگر گرم تار

سے چھو لی جائے تو اِس سے نہایت تُند اور تیز دھماکا پیدا ہوتا ہے۔
ناقیام پذیری، اور دھماکا پیدا کرنے کا رُجحان، اِس مرکب کی اور اِس کے اکثر نمکوں کی ایک خاص خصوصیت ہے۔ چنانچہ لیڈ ہائیڈریزوئیٹ (Lead hydrazoate) $Pb(N_3)_2$ کا تو یہ حال ہے کہ وہ اب بندوقوں وغیرہ کی متصادم ٹوپیوں کی صنعت میں مرکری فلمینیٹ (Mercury Fulminate) کی جگہ لے رہا ہے۔ لیکن اِس کا سوڈیئم نمک تقریباً ۳۵۰° تک بلا تحلیل گرم کیا جا سکتا ہے۔

یہ تُرشہ، امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) اور ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) کی تعدیل کر دیتا ہے۔ اور علی الترتیب NH_4N_3 اور $N_2H_5N_3$ پیدا کرتا ہے :-

$$NH_4OH + HN_3 \rightarrow NH_4N_3 + H_2O$$

$$N_2H_4,H_2O + HN_3 \rightarrow N_2H_5N_3 + H_2O$$

یہ گویا نائیٹروجن اور ہائیڈروجن کے دو اور مرکب ہیں۔ لیکن یہ دونوں امونیا اور ہائیڈریزین (Hydrazine) سے اِس بابت میں مختلف ہیں کہ اِن سے آئیونز (Ions) پیدا ہوتے ہیں۔
جب گیسی ہائیڈریزوئک (Hydrazoic) تُرشہ، گیسی امونیا کے ساتھ مِلا دیا جاتا ہے تو اِن کے تعامل سے غلیظ سفید دُخان بن جاتا ہے جو امونیئم ہائیڈریزوئیٹ (Ammonium hydrazoate) پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ دونوں مرکب اِس اعتبار سے تو بظاہر نہایت مشابہ ہیں کہ دونوں ہائیڈرائیڈز (Hydrides) ہیں۔ لیکن فی الحقیقت اِن میں اِتنا وسیع اختلاف ہے کہ ایک تُرشہ ہے۔ اور دُوسرا اساسی چیز۔ اِس لئے دونوں کے، باہم ترکیب کھانے سے امونیئم (Ammonium) نمک بن جاتا ہے۔ امونیا اور گیسی ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کے تعامل

سے اِس واقعہ کا مقابلہ دلچسپی سے خالی نہیں :-

$$NH_3 + H(N_3) = NH_4(N_3)$$

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

ہائیڈراکسلامین

HYDROXYLAMINE

$NH_2(OH)$

تیاری

ا- نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کے ساتھ یا نائیٹرک (Nitric) تُرشہ کے ساتھ، یا بعض نائیٹریٹس (Nitrates) کے ساتھ، زائیدگی کی حالت میں ہائیڈروجن کے تعامل کرنے سے حاصل ہو سکتی ہے :-

$$NO + 3H = 2NH_2(OH)$$

$$HNO_3 + 6H = 2H_2O + NH_2(OH)$$

ہائیڈروجن اِس مطلب کے لئے قلی اور ہائیڈروکلورک (Hydrochloric) تُرشہ کے تعامل سے حاصل کی جاتی ہے۔ اور قلی اور تُرشۂ مذکور کے آمیزہ میں نائیٹرک آکسائیڈ کی رَو گزاری

جاتی ہے۔ یا نائیٹرک آکسائیڈ کی بجائے اگر ہلکا یا نائیٹرک تُرشہ مِلا لیا جائے تو اُس کا بھی معتدبہ حصّہ تحویل ہوکر ہائیڈر آکسِلامین (Hydroxylamine) ہوجاتا ہے۔ ہائیڈر اکسِلامین پانی کے ساتھ ترکیب کھاکر کمزور سی اساس $NH_2(OH) H_2O$ بنا دیتی ہے۔ اور یہ اساس زائد ہائیڈرو کلورک تُرشہ کے ساتھ تعامل کرکے ہائیڈر اکسِلامین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) $NH_2OH.HCl$ پیدا کرتی ہے۔ علاوہ بریں نائیٹرک تُرشہ کے کچھ حِصّہ کی تحویل ہائیڈر اکسِلامین کی حد سے آگے گزر کر امونیا تک پہنچ جاتی ہے۔ اور پھر امونیا (Ammonia) اور ہائیڈرو کلورک تُرشہ کے تعامل سے کچھ امونیَم کلورائیڈ (Ammonium chloride) بھی بن جاتا ہے۔

اِس آمیزہ سے ہائیڈر اکسِلامین کا نمکِ مذکور حاصل کرنے کے لئے قلعی کے آئیونز (Ions) اِس طرح جُدا کرلئے جاتے ہیں کہ آمیزہ میں ہائیڈروجن سلفائیڈ (Hydrogen Sulphide) کی رَو گزاری جاتی ہے۔ اِس سے قلعی سٹینَس سلفائیڈ SnS(Stannous sulphide) بن کر رسوب ہو جاتی ہے۔ اِس کے بعد تقطیر کرکے صاف مایع حاصل کرلیا جاتا ہے۔ پھر مقطر مایع کو خشکی کی حد تک تبخیر کیا جاتا ہے۔ تبخیر کے بعد جو ثفل رہ جاتا ہے وہ ہائیڈر اکسِلامین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) اور امونیَم کلورائیڈ پر مشتمل ہوتا ہے۔ اب اِس میں مطلق الکوہل (Alcohol) مِلایا جاتا ہے۔ اِس محلل میں امونیَم کلورائیڈ (Ammonium chloride) صِرف خفیف سا حل پذیر ہے۔ اِس لئے ہائیڈر اکسِلامین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) اِس سے بخوبی جُدا ہو جاتا ہے۔ پھر اِس محلول کو تبخیر کرکے اِس میں سے الکوہل اُڑا دیا جاتا ہے۔ اور ہائیڈر اکسِلامین ہائیڈرو کلورائیڈ باقی رہ جاتا ہے۔ یہ سفید قلمی نمک ہے۔

اب اِس نمک سے ہائیڈر اکسلائین (Hydroxylamine) حاصل کرنے کے لئے دو طریقے اختیار کئے جاسکتے ہیں :-

(ا) نمکِ مذکور میں کوئی اساس ملادی جائے بحالیکہ پانی حیز تعامل میں موجود نہ ہو۔ اور پھر اس آمیزہ کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت رکھ کر کشید کیا جائے۔ ہائیڈر اکسلائین کشید ہو کر قابلہ میں چلی جاتی ہے۔

(ب) ہائیڈر اکسلائین ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydroxylamine hydrochloride) میں سلفیورک ترشہ کی مناسب مقدار ملائی جائے اور اس طرح اُسے سلفیٹ (Sulphate) میں تبدیل کرلیا جائے۔ پھر اس سلفیٹ میں بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کا محلول ملا دینے سے ہائیڈر اکسلائین کا آبی محلول حاصل ہو سکتا ہے :-

$$2NH_2OH.HCl + H_2SO_4 = (NH_2OH)_2.H_2SO_4 + 2HCl$$

$$(NH_2OH)_2.H_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4 + 2H_2O + 2NH_2OH$$

۲- برق پاشیدگی کے خانہ میں ۵۰ فی صدی سلفیورک ترشہ سے یا ۲۵ فی صدی HCl سے، کام لیا جائے تو قاعدۂ بالا کی بہ نسبت بہتر نتیجہ پیدا ہوتا ہے۔ چنانچہ اس صورت میں نائیٹرک ترشہ ۸۰ فی صدی تک تحویل ہو جاتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے منفی الکٹروڈ (Electrode) پارا ہونا چاہئے۔ یا سیسے کا ایک ایسا چھوٹا سا ٹکڑا ہونا چاہئے۔ جس پر پارے سے تلغیم کردی گئی ہو۔ اِسی طرح ہائیڈروجن، پارے کی سطح پر آزاد ہوتی ہے اور پارا تماسی عامل کے طور پر عمل کرتا ہے۔ نائیٹرک ترشہ ایک نلی کے ذریعہ بہت آہستہ آہستہ اِس پارے کی سطح پر بہایا جاتا ہے۔ اور یہاں اُسے پارے کے تماسی عمل کی اعانت سے ہائیڈروجن تحویل کردیتی ہے۔ برقی پاشیدگی کے خانہ کو سرد رکھنا چاہیئے کہ ہائیڈر اکسلائین (Hydroxylamine) تحلیل نہ ہونے پائے۔ اور برقی رَو کو زیادہ مؤثر بنا دینے کے لئے پارے کی سطح کم ہونی چاہیئے۔ اِس صورت میں رَو کی کثافت بڑھ جاتی

ہے اور نتیجہ عمدہ پیدا ہوتا ہے :۔

$$HNO_3 + 6H \rightarrow NH_2OH + 2H_2O$$

۳۔ نابیدہ ہائیڈر اکسِلاَمین (Hydroxylamine) حاصل کرنے کی بہترین صورت یہ ہے کہ ہائیڈر اکسِلاَمین آرتھوفاسفیٹ $(NH_2OH)_3.H_3PO_4$ (Hydroxylamine orthophosphate) کو گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت رکھ کر گرم کیا جائے۔ ہائیڈر اکسِلاَمین کشید ہو کر قابلہ میں آ جاتی ہے :۔

$$(NH_2OH)_3.H_3PO_4 \rightarrow H_3PO_4 + 3NH_2OH\uparrow$$

۴۔ پوٹاسیئم ہائیڈر اکسِلاَمین ڈائی سلفونیٹ (Potassium hydroxylamine disulphonate) میں پانی مِلا کر کئی گھنٹوں تک جوش دیا جائے تو اِس طرح بھی ہائیڈر اکسِلاَمین کا آبی محلول حاصل ہو سکتا ہے :۔

$$2N(OH)(SO_2.OK)_2 + 4H_2O = (NH_2OH)_2H_2SO_4 + 2K_2SO_4 + H_2SO_4$$

اِس آمیزہ میں سے K_2SO_4 قلما کر جُدا کیا جا سکتا ہے۔ اور پھر جیسا کہ اُوپر بیان ہو چکا ہے بیریئم ہائیڈر آکسائیڈ (Barium hydroxide) کا محلول مِلا کر ہائیڈر اکسِلاَمین کا آبی محلول حاصل کر سکتے ہیں۔

خواص

ہائیڈر اکسِلاَمین (Hydroxylamine) سفید ٹھوس ہے۔ ۳۲° پر پگھلتی ہے اور ۲۲ ممر دباؤ کے ماتحت ۵۸° پر جوش کھاتی ہے۔ ۱۵° سے اُوپر جا کر، پگھلنے سے پہلے ہی، تحلیل ہونے لگتی ہے۔ اور ۱۳۰° پر، یا اِس سے بھی پست ترتپش پر، دھماکا پیدا کرتی ہے۔

پانی میں حل پذیر ہے۔ اِس کا محلول بے رنگ ہوتا ہے اور اُس میں قلوی خواص پائے جاتے ہیں۔ جب اِس کے محلول کو تبخیر کیا جاتا ہے تو وہ جُزءً تحلیل ہو جاتی ہے۔

کیمیائی سلوک کے اعتبار سے امونیا کی مشابہ ہے۔ اِس کی

ماہیت کو ہم اِس طرح بھی تصور کرتے ہیں کہ وہ گویا امونیا ہے جس میں ہائیڈروجن کے ایک جوہر کی جگہ ہائیڈر آکسل (Hydroxyl) گروہ OH نے لے لی ہے۔

پانی کے ساتھ ترکیب کھاکر ہائیڈر اکسلامین اساس پیدا کرتی ہے۔ لیکن یہ اساس عاملیت میں ' امونیم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) کی بہ نسبت بہت کمزور ہے۔ امونیا کی طرح ترشوں کے ساتھ ترکیب کھاکر نمک پیدا کرتی ہے۔ اور امونیا کی طرح اِس کے تعامل سے بھی پانی نہیں بنتا۔

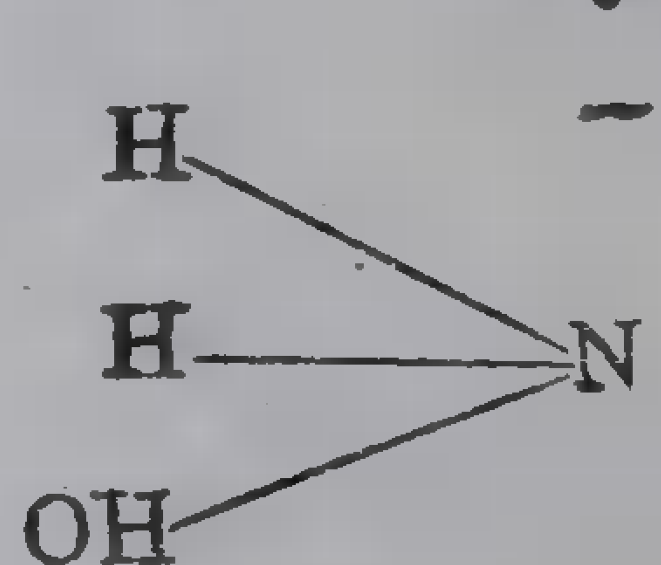
$$NH_2OH + HCl = NH_2OH.HCl$$

$$2NH_2OH + H_2SO_4 = (NH_2OH)_2.H_2SO_4$$

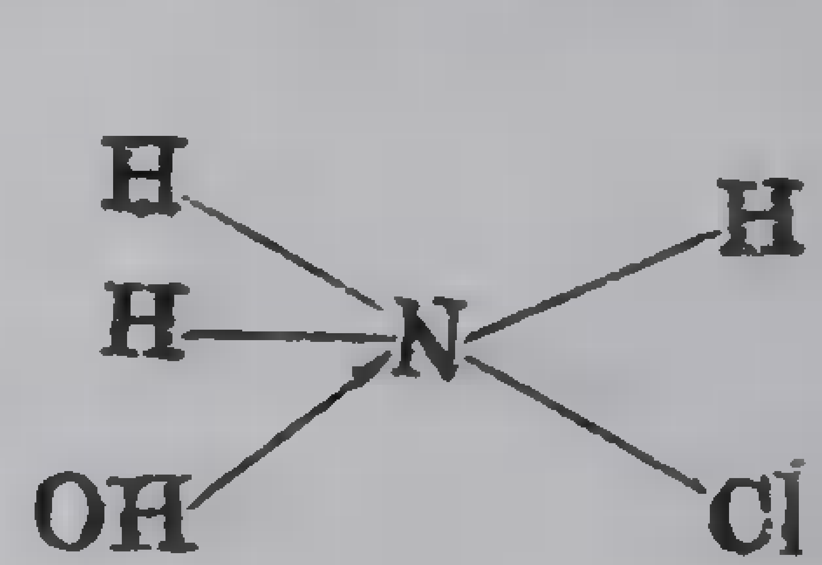
ہائیڈر اکسلامین (Hydroxylamine) کے تمام نمک حرارت پہنچانے سے تحلیل ہوجاتے ہیں۔ اور اُن سے کم و بیش فوری طور پر اور تندی کے ساتھ گیس کا اخراج ہوجاتا ہے۔ مثلاً ہائیڈر اکسلامین نائٹریٹ (Hydroxylamine nitrate) تقریباً دھماکے کی سی تندی کے ساتھ نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور پانی میں تحلیل ہوتا ہے:-

$$NH_2OH.HNO_3 = 2NO + 2H_2O$$

ہائیڈر اکسلامین کا ترشوں کے ساتھ ترکیب کھانے کا ' انداز اِس بات پر دلالت کرتا ہے کہ وہ ناسیر شدہ مرکب ہے۔ اِس بناء پر اِس کی ترکیب میں نائٹروجن ' ترگرفتہ مان لی گئی ہے چنانچہ اِس کی اپنی ' اور اِس کے ہائیڈرو کلورائیڈ (Hydrochloride) کی ترسیمی تعبیریں حسب ذیل ہے:-



اور



امونیا کی بہ نسبت ہائیڈر اکسلامین (Hydroxylamine) زیادہ طاقتور محوّل ہے۔ چنانچہ سلور نائٹریٹ (Silver Nitrate (

کے محلول سے چاندی کی ترسیب کرتی ہے۔ سونے اور پارے کو بھی اُن کے محلولوں سے رسوب بنا دیتی ہے۔ اور کیوپرک (Cupric) نمکوں میں مِلا کر جوش دینے سے اِن نمکوں کو سُرخ کیوپرس آکسائیڈ (Cuprous oxide) میں تحویل کر دیتی ہے۔

نائیٹروجن

کے

کونجنی مرکبات

نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ

NITROGEN TRICHLORIDE

NCl_3

تیاری

جب امونیم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا حلول کلورین (Chlorine) بافراط ملا کر سیر کر دیا جاتا ہے تو ایک تیل نما مائع کے قطرے بن جاتے ہیں۔ یہی مائع نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ (Nitrogen trichloride) ہے:-

$$3Cl_2 + 3H_2O \rightleftharpoons 3HCl + 3HOCl$$

$$3HOCl + NH_4Cl \rightarrow NCl_3 + 3H_2O + HCl$$

خواص

نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ (Nitrogen trichloride) نہایت درجہ دھماکو مرکب ہے۔ چنانچہ سخت دھماکے کے ساتھ اپنے اجزاء میں تحلیل ہوتا ہے اور اس دوران میں بہت سی حرارت نمودار کرتا ہے۔

نائیٹروجن آئیوڈائیڈ

NITROGEN IODIDE

جب پوٹاسیئم آئیوڈائیڈ (Potassium iodide) محلول میں، حل کر کے تیار کیا ہُوا، آئیوڈین (Iodine) کا حل، آبی امونیا (Ammonia) میں مِلایا جاتا ہے تو تھوڑا سا رسوب بن جاتا ہے۔ اِس رسوب کی ترکیب تپش پر موقوف ہے۔ چنانچہ

- ۶۰° پر $NI_3,12NH_3$
- ۴۰° پر $NI_3,3NH_3$
- ۲۵° پر $NI_3,2NH_3$
- اور ۲۵° سے بلند تر تپش پر NI_3,NH_3

اس آخری مرکب، یعنی NI_3,NH_3 کو عموماً نائیٹروجن آئیوڈائیڈ (Nitrogen iodide) کہتے ہیں۔

خواص

$NI_3,12NH_3$، $NI_3,3NH_3$، اور $NI_3,2NH_3$، تینوں کا یہ حال ہے کہ جب تپش میں ترقی ہوتی ہے تو وہ امونیا (Ammonia) کھوتے جاتے ہیں۔ اور آخرکار تینوں کے تینوں، NI_3,NH_3 میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ لیکن پھر اِس حد سے آگے امونیا کی جُدائی حادث نہیں ہوتی بلکہ مرکّب، بہ ہیئتِ مجموعی، دھماک جاتا ہے۔

NI_3,NH_3 اگر مرطوب ہو تو بلا خوف ہِلایا جُلایا جاسکتا ہے۔ لیکن اگر وہ خشک ہو تو صرف پر سے چھُو لینے پر بھی بہت تند دھماکا پیدا کرتا ہے اور اپنے اجزار میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ امونیا (Ammonia) کی حیثیت اِس مرکب میں وُہی ہے جو $CaCl_2,8NH_3$ میں اُسے حاصل ہے۔ اِسے

آبیدگی کے پانی کا مُشابہ سمجھنا چاہیئے۔

مشقیں

۱۔ ۵۰ گرام مایع امونیا (Ammonia) کی تبخیر کے لئے جتنی حرارت درکار ہے وہ اگر °۰ تپش کے پانی سے آئے تو حرارت کے اِس اخراج سے °۰ تپش کا کتنے گرام پانی منجمد ہو سکتا ہے؟

۲۔ "مُرتکز امونیا" میں فی لِیٹر کتنے گرام امونیا ہوتی ہے؟

۳۔ ہائیڈریزین ہائیڈریٹ (Hydrazine hydrate) سے کون کون سے آئیونز (Ions) پیدا ہوتے ہیں؟ اِس اساس کے اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کے باہمی تعامل کو مساوات سے تعبیر کرو۔

۴۔ ہائیڈریزین (Hydrazine) کی تیاری میں اور ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) کی تیاری میں گھٹائے ہوئے دباؤ کے ماتحت کشید کرنے سے کیا فائدہ مترتب ہوتا ہے؟

۵۔ مندرجہ ذیل صورتوں میں کیا کیا کیمیائی تغیرات حادث ہوتے ہیں :—

(ا) پانی اور کسی نائیٹرائیڈ (Nitride) کا تعامل۔

(ب) کلورینی پانی اور امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا تعامل۔

(ج) امونیئم نائیٹرائیٹ (Ammonium nitrite) کو گرم کرنے سے۔

(د) امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کو

گرم کرنے سے۔

۶۔ امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ (Ammonium hydroxide) کے حل میں کیا کیا چیزیں موجود ہوتی ہیں؟ جب یہ حل گرم کیا جاتا ہے تو اِن چیزوں میں سے ہر ایک کو کیا کیا واردات پیش آتے ہیں؟ پُورے کے پُورے نظام کو بہ شکلِ مساوات ضبطِ تحریر میں لاؤ۔

ساتویں فصل

نائیٹروجن

کے

آکسائیڈز (Oxides)

اور

آکسی (Oxy) تُرشے

نائیٹروجن سے جو آکسائیڈز (Oxides) پیدا ہوتے ہیں اُن کے نام اور ضابطے حسبِ ذیل ہیں :-

نائیٹرس آکسائیڈ	(Nitrous oxide)	N_2O
نائیٹرک آکسائیڈ	(Nitric oxide)	NO
نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ	(Nitrogen trioxide)	N_2O_3
نائیٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ	(Nitrogen tetroxide)	NO_2 اور N_2O_4
نائیٹروجن پینٹا آکسائیڈ	(Nitrogen pentoxide)	N_2O_5

اور نائیٹروجن کے آکسی (Oxy) تُرشوں کے نام اور ضابطے حسبِ ذیل ہیں :-

ہائیپونائیٹرس (Hyponitrous) تُرشہ $H_2N_2O_2$ بجواب N_2O

نائٹرس (Nitrous) ترشہ HNO_2 بجواب N_2O_3
نائٹرک (Nitric) ترشہ HNO_3 بجواب N_2O_5

نائٹروجن کے تمام آکسائیڈز (Oxides) حرارت خوار مرکبات ہیں - اور اس پر بھی ان کی ترکیب کا یہ عالم ہے کہ N_2O_3 اور N_2O_5 کے سوا باقی سب، بحکمِ اضافتؔ قیام پذیر ہیں۔

نائٹروجن کے ترشے جب عناصرِ آب سے محروم کر دیئے جاتے ہیں تو وہ اپنا اپنا متجاوب ابن ترشہ پیدا کرتے ہیں۔ اور نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کے سوا باقی دونوں ابن ترشے پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر اپنے اپنے متجاوب ترشے بناتے ہیں۔

یہ تمام مرکبات، بالواسطہ یا بلاواسطہ، نائٹرک (Nitric) ترشے سے حاصل کئے جاتے ہیں - چنانچہ نائٹروجن پنٹا کسائیڈ (Nitrogen pentoxide) نائٹرک ترشہ کی نابیدگی سے اور باقی سب، نائٹرک ترشہ کی تحویل سے دستیاب ہوتے ہیں۔ اس لئے ہم سب سے پہلے نائٹرک (Nitric) ترشہ ہی سے بحث کرتے ہیں - اس کے طریق استحصال اور خواص کے ضمن میں دیگر مرکباتِ مذکورہ کے متعلق بھی کئی مباحث واضح ہو جائینگے -

نائٹرک ترشہ

NITRIC ACID

HNO_3

ذرائع ـــــ

سوڈیئم نائٹریٹ (Sodium nitrate) جسے چلی سالٹپیٹر (Chile saltpeter) بھی کہتے ہیں چلی[1] اور پیرو[2] کی سرحد کے قریب قریب

[1] Chile
[2] Peru

پایا جاتا ہے اور خصوصاً چلّی میں بہ کثرت ملتا ہے۔ اِس سرحد پر ایک صحرائی قطعہ دُور تک چلا گیا ہے۔ اِس قطعہ میں ایک ۵ فٹ گہرا، ۲ میل چوڑا اور ۲۲۰ میل لمبا طبقہ ہے جس کی مٹی میں ۲۰ تا ۶۰ فی صدی یہ نمک موجود ہے۔ اِس نمک کو وہاں سے سمیٹ کر دوبارہ قلما لیا جاتا ہے۔ اور اِس طرح وہ خالص ہو جاتا ہے۔

شورہ جسے کیمیا کی زبان میں پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) کہتے ہیں اور وہ بنگالی سالٹپیٹر (Saltpeter) کے نام سے بھی مشہور ہے، ہندوستان، ایران، اور دیگر ایشیائی ممالک کے شہروں کے گرد و نواح کی سطحِ زمین میں ملتا ہے۔ اِن مقامات پر یہ نمک حیوانی فضلات سے بنتا ہے جن کو ایک خاص طرح کے جراثیم نائیٹریفائی (Nitrify) کر دیتے ہیں۔ پھر زمین کے سطحی مادّہ میں جو پوٹاش (Potash) اور چُونا موجود ہے اُس کے ساتھ یہ نائیٹروجن کے آکسیڈیشن (Oxidation) سے پیدا شدہ مادّہ تعامل کرتا ہے اور اِس طرح کیلسیئم (Calcium) اور پوٹاسیئم (Potassium) کے نائیٹریٹ (Nitrate) بن جاتے ہیں۔ اِن سے شورہ حاصل کرنے کے لئے مٹی کو پانی میں خوب ہلایا جاتا ہے۔ پھر پانی کو نتھار کر مٹی سے پاک کر لیا جاتا ہے۔ دونوں نائیٹریٹ (Nitrate) حل ہو کر اِس پانی میں چلے آتے ہیں۔ اِس کے بعد اِس پانی میں لکڑی کی راکھ مِلائی جاتی ہے۔ اِس راکھ میں پوٹاش (Potash) K_2CO_3 ہوتا ہے۔ وہ کیلسیئم نائیٹریٹ (Calcium nitrate) کے ساتھ تعامل کر کے شورہ بنا دیتا ہے:-

$$Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2KNO_3$$

رسُوب

اب محلول کو رسُوب سے جُدا کر کے تبخیر کر لیا جاتا ہے۔

امریکہ کے مغربی ساحل پر اور بحرالکاہل کے جزائر میں ایک طرح کی مٹی پائی جاتی ہے جو بیشتر بحری مُرغابیوں کی بیٹ پر مشتمل ہے - یہ مٹی یورپ میں بکثرت آتی ہے - اور بہت قیمتی کھاد ہے - یورپ میں وہ گوآنو[1] (Guano) کے نام سے مشہور ہے - اِس میں نائیٹروجن کے جو نامیاتی مرکبات ابتداءً موجود ہوتے ہیں وہ اکثر اِس حالت میں پائے جاتے ہیں کہ نائیٹریفائی (Nitrify) کرنے والے جراثیم نے اُنہیں نائیٹریٹس[2] (Nitrates) میں بدل دیا ہوتا ہے -

نائیٹریفائی (Nitrify) کرنے والے جراثیم کے فعل کی ایک سرسری سی نقل تجربۃً اِس طرح دکھائی جا سکتی ہے کہ مُرتکز آبی امونیا (Ammonia) میں آہستہ آہستہ ہوا گزاری جائے - اِس طرح ہوا اور امونیا کا آمیزہ بن جاتا ہے - یہ آمیزہ ایک ایسی چوڑی سی نلی میں سے گزارنا چاہیئے جس میں پلاٹینم (Platinum) دار آسبسطوس رکھا ہو اور پھر اِسے ایک بڑی سی صُراحی میں پہنچانا چاہیئے - آسبسطوس گرم کرنے سے دہکنے لگتا ہے اور پھر اِس کے بعد تعامل خود بخود جاری رہتا ہے - اِس طرح امونیا کا کچھ حصّہ آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر نائیٹرک (Nitric) تُرشہ بن جاتا ہے - اور پھر یہ نائیٹرک تُرشہ زاید امونیا کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) بنا دیتا ہے - چنانچہ صُراحی کے اندر اِس کا سفید دُخان نظر آئیگا - اس قاعدہ سے تجارتی پیمانہ پر بھی کام لیا جاتا ہے -

صنعت

جب کسی نائیٹریٹ (Nitrate) پر کوئی تُرشہ عمل کرتا ہے تو متعاکس دوہیلی تحلیل سے نائیٹرک (Nitric) تُرشہ پیدا ہوتا ہے - چونکہ سوڈیئم نائیٹریٹ (Sodium nitrate) سب سے زیادہ سستا ہے اِس لئے ہمیشہ اِسی سے کام لیا جاتا ہے - اِسی بناء پر اِس کے ساتھ سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کے استعمال کو بھی

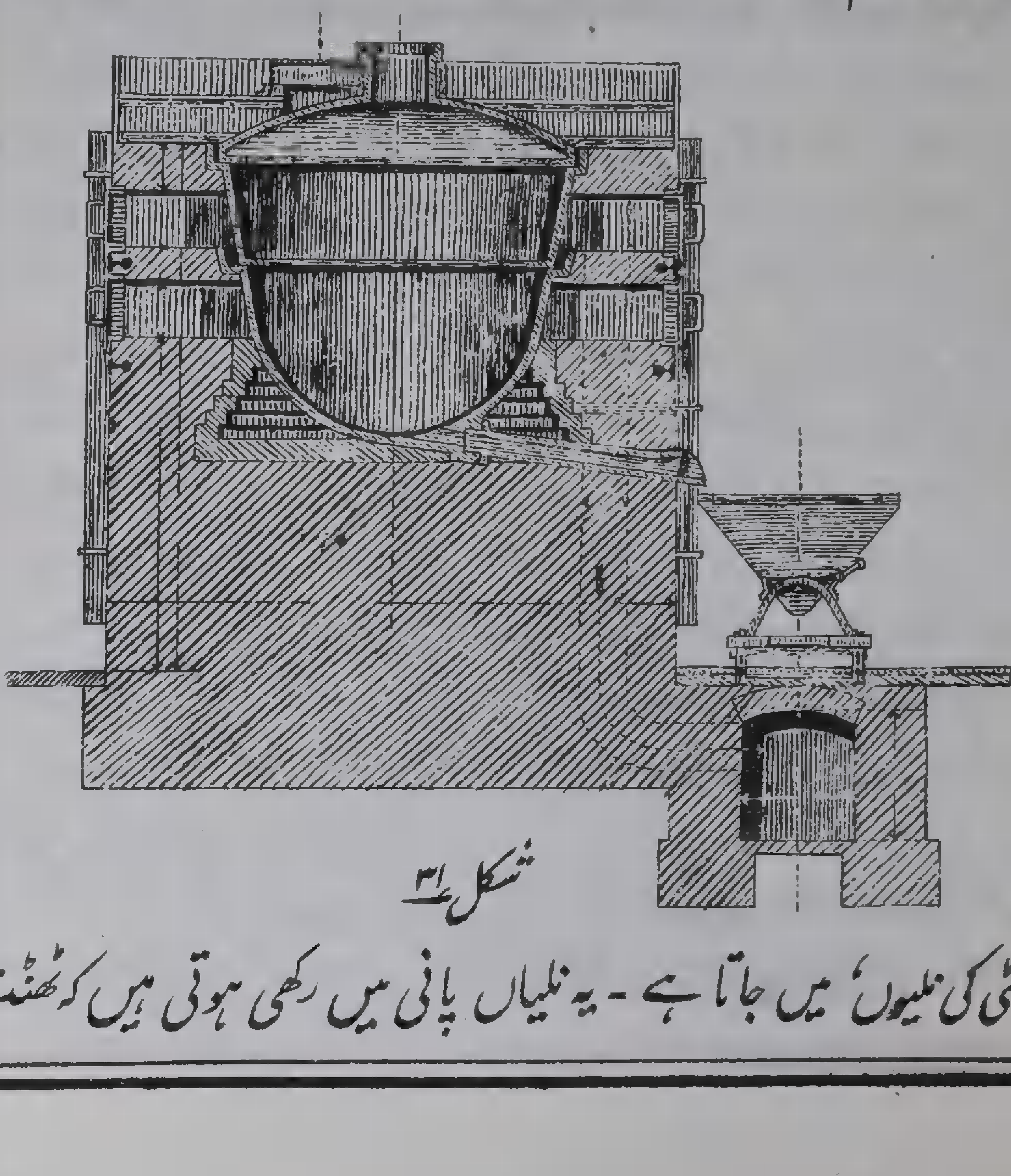
[1] یہ ہسپانوی زبان کا لفظ ہے جس کے معنی سرگین ہیں - [2] س جمع کی علامت ہے -

ترجیح دی جاتی ہے۔ یہ تُرشہ بھی دُوسرے تُرشوں کے مقابلہ میں سستا ہے۔ علاوہ بریں یہ عامل بھی بہت ہے۔ اور اِس کے استعمال میں سب سے بڑا فائدہ یہ ہے کہ یہ مقابلۃً کمتر طیران پذیر ہے۔ تعامل کی ماہیت حسبِ ذیل ہے:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightleftarrows NaHSO_4 + HNO_3 \uparrow$$

نائیٹرک (Nitric) تُرشہ اچھا خاصا طیران پذیر (نقطۂ جوش ۸۶°) ہے اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ اِس کے مقابلہ میں بہت کم طیران پذیر (نقطۂ جوش ۳۳۰°) ہے۔ اور نمک دونوں ایسے ہیں کہ وہ قطعاً طیران پذیر نہیں۔ اِس لئے تعامل بآسانی تکمیل کو پہنچ جاتا ہے۔

اشیائے متعاملہ کا آمیزہ ڈھلواں لوہے کے قرنبیقوں (شکل ۳۱) میں رکھ کر گرم کیا جاتا ہے۔ یہاں سے نائیٹرک تُرشہ کا بخار شیشہ کی یا



شکل ۳۱

مٹی کی نلیوں میں جاتا ہے۔ یہ نلیاں پانی میں رکھی ہوتی ہیں کہ ٹھنڈی

رہیں اور نائیٹرک ترشہ اِن میں جاکر مایع بن جائے۔
بہت سے کارخانوں میں اِس بات کا بھی انتظام ہوتا ہے کہ قرنبیقوں اور مکثفوں میں دباؤ گھٹا رہے تاکہ کشید کا عمل حتّی الامکان پست سے پست تپش پر حادث ہو۔ یہ احتیاط اِس لئے مدِنظر رکھی جاتی ہے کہ نائیٹرک (Nitric) ترشہ کی تحلیل قلیل ترین مقدار پر آجائے۔

طبیعی خواص

نائیٹرک ترشہ بے رنگ اور سریع السیلان مایع ہے جو ۸۶° پر جوش کھاتا ہے۔ ٹھنڈا کرنے سے جم کر ٹھوس ہو جاتا ہے۔ ٹھوس کا نقطۂ اماعت – ۴۷° ہے۔ مایع کی شکل میں اِس کی کثافت ۱٫۵۲ ہوتی ہے۔ اِس کا بخار جب مرطوب ہوا میں آتا ہے تو دُخان پیدا کرتا ہے۔

اِس کا آبی محلول جس میں ۶۸ فی صدی ترشہ ہو ۱۲۰٫۵° پر جوش کھاتا ہے۔ خالص ترشہ کا، خالص پانی کا اور ترشہ اور پانی کے دیگر آمیزوں کا یہ حال ہے کہ وہ سب اِس سے پست ترتپشوں پر جوش کھاتے ہیں۔ اور اِس لئے اِن کے بخاری دباؤ بھی زیادہ ہیں۔ اِن واقعات کا نتیجہ یہ ہے کہ جب زیادہ ہلکا یا ترشہ گرم کیا جاتا ہے تو وہ پانی کھوتا جاتا ہے حتّی کہ آمیزہ میں ترشہ کا ارتکاز ۶۸ فی صدی پر پہنچ جاتا ہے۔ اور اگر ۶۸ فی صدی سے زیادہ طاقتور ترشہ کو گرم کیا جائے تو یہ ترشہ اور پانی کا آمیزہ، ترشہ کھوتا جاتا ہے یہاں تک کہ اِس صورت میں بھی آخرکار ترشہ کے اعتبار سے آمیزہ کی طاقت اُسی سرحد پر آجاتی ہے۔

۶۸ فی صدی ترشہ، پانی اور نائیٹرک (Nitric) ترشہ کا ایسا آمیزہ ہے کہ اِس کا نقطۂ جوش مستقل رہتا ہے۔ تاجروں

کے ہاں جو نائٹرک تُرشہ "مُرتکز" کے نام سے بِکتا ہے وہ بھی ۶۸ فی صدی تُرشہ ہے۔ اِس کی کثافت ۱۴۱۲ ہوتی ہے۔

کیمیائی خواص

۱۔ کلورک (Chloric) تُرشہ کی اور لونجنوں کے دیگر آکسی (Oxy) تُرشوں کی طرح نائٹرک (Nitric) تُرشہ بھی اپنی سب حالتوں سے زیادہ قیام پذیر اُس وقت ہوتا ہے جب وہ پانی میں مِلا ہو۔ خالص (۱۰۰ فی صدی) تُرشہ کشید کے دَوران میں تحلیل ہو جاتا ہے:۔

$$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

لیکن کلورک (Chloric) تُرشہ کی طرح دھماکے کی سی تُندی کے ساتھ تحلیل نہیں ہوتا۔ اِس کا کشیدہ حل شدہ نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ NO_2 (Nitrogen tetroxide) کی وجہ سے رنگین ہوتا ہے۔ بار بار کشید کرنے سے آخرکار ۶۸ فی صدی تُرشہ رہ جاتا ہے جس میں باقی ۳۲ فی صدی وہ پانی ہوتا ہے جو تحلیل مذکورہ بالا سے بنتا ہے۔ اِس سے ظاہر ہے کہ تُرشہ خواہ مُرتکز ہو خواہ ہلکا یا کشید کرنے سے وہ دونوں صورتوں میں حسبِ دستور مستقل نقطۂ جوش کا مائع بن جاتا ہے۔

دُخان خیز نائٹرک تُرشہ بھورے رنگ کا مائع ہے۔ اِس میں نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کی اچھی خاصی مقدار گھلی ہوئی ہوتی ہے۔ اِس شکل کا تُرشہ مُرتکز نائٹرک تُرشہ میں نشاستہ مِلا کر کشید کرنے سے حاصل ہوتا ہے۔ نشاستہ کا فائدہ یہ ہے کہ وہ نائٹرک تُرشہ کو تحویل کر دیتا ہے اور اِس طرح کشیدِ محض کی بہ نسبت زیادہ مقدار میں نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) آزاد ہو جاتا ہے۔

۲۔ نائٹرک (Nitric) تُرشہ جب پانی میں حل کر دیا جاتا ہے

تو اِس حالت میں وہ بہت آئیونائیز (Ionise) شدہ ہوتا ہے۔ اِس لئے بہ حیثیت تُرشہ وہ عامل ہے۔ چنانچہ آکسائیڈز[1] (Oxides) اور ہائیڈر آکسائیڈز (Hydroxides) کے تعامل سے نائیٹریٹس[2] (Nitrates) پیدا کرتا ہے۔

۳۔ جب خالص نائیٹرک (Nitric) تُرشہ (نقطۂ جوش ۸۶°) فاسفورک (Phosphoric) این تُرشہ پر ڈالا جاتا ہے تو فاسفورک این تُرشہ اِس کے عناصر آب کے ساتھ ترکیب کھا جاتا ہے۔ پھر اِس آمیزہ کو کشید کرنے سے نائیٹرک (Nitric) این تُرشہ N_2O_5 حاصل ہوتا ہے:۔

$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow N_2O_5 \uparrow + 2HPO_3$$

۴۔ نائیٹرک (Nitric) تُرشہ اِس قدر طاقتور آکسیڈائیزنگ[3] (Oxidsing) عامل ہے کہ پانی سے ہلکا دینے پر بھی بخوبی عمل کرتا ہے۔ لیکن اِس کی تحویل سے چونکہ بہت سے مرکبات پیدا ہو سکتے ہیں اِس لئے ضروری ہے کہ اِس کی اِس خاصیت سے ایک مستقل عنوان کے ماتحت بحث کی جائے۔ ہم اِس بحث کو سردست بعد کے لئے اُٹھا رکھتے ہیں۔

۵۔ نائیٹرک (Nitric) تُرشہ کاربن کے بہت سے مرکبات کے ساتھ بہت تیز تعامل کرتا ہے۔ اور اُنہیں نائیٹرو (Nitro) مشتقات میں بدل دیتا ہے۔ مثلاً:۔

جب نائیٹرک تُرشہ فینول[4] C_6H_5OH(Phenol) کے ساتھ ملا کر گرم کیا جاتا ہے تو وہ پکرک[5] (Picric) تُرشہ $C_6H_2(NO_2)_3OH$ پیدا کرتا ہے جس سے آمیزہ میں زرد قلمیں

۱ ”ز“ جمع کی علامت ہے۔
۲ ”س“ جمع کی علامت ہے۔
۳ مقابلہ کرو لونجنوں کے آکسی (Oxy) تُرشوں سے۔
۴ کاربولک (Carbolic) تُرشہ۔
۵ ٹرائی نائیٹرو فینول (Trinitrophenol)۔

بن جاتی ہیں ۔ یہ مرکب زرد رنگ رنگنے میں کام آتا ہے اور دھماکو (لڈائیٹ Lyddite) کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے:۔

$$C_6H_5(OH) + 3HONO_2 \rightarrow C_6H_2(OH)(NO_2)_3 + 3H_2O$$

پانی کی موجودگی نائیٹرک (Nitric) ترشہ کے سالموں کی عاملیت کو کمزور کر دیتی ہے ۔ اس لئے جب اِس قسم کے تعاملوں کو بروئے کار لانا ہوتا ہے جو آئیونک (Ionic) نہیں ہیں تو اِس صورت میں صرف یہی کافی نہیں ہوتا کہ معمولی کی بجائے مُرتکز نائیٹرک (Nitric) ترشہ استعمال کر لیا جائے بلکہ اُس میں مُرتکز سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ بھی ملایا جاتا ہے کہ پانی کے اِستخراج میں مدد ہو۔

جب نائیٹرک (Nitric) تُرشہ، ٹولوئین (Toluene) $C_6H_5OH_3$ کے ساتھ ملا کر گرم کیا جاتا ہے تو ٹرائی نائیٹرو ٹولوئین (Trinitrotoluene) پیدا ہوتا ہے :۔

$$CH_3O_6H_5 + 3HONO_2 \rightarrow CH_3C_6H_2(NO_2)_2 + 3H_2O$$

یہ مرکب، "تیز دھماکو" گولوں کے بھرنے میں استعمال ہوتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے اِس کی خوبی یہ ہے کہ وہ بلا تحلیل پگھلایا جا سکتا ہے (نقطہ اماعت ۸۱٫۵°) اور بہا کر گولے میں ڈالا جا سکتا ہے ۔ اِس لئے گولوں کا بھرنا آسان، بے خطر اور تیز ہو جاتا ہے اور بخوبی پایۂ تکمیل کو پہنچایا جا سکتا ہے ۔ علاوہ بریں یہ مرکب نقل و حرکت کے دَوران میں صدموں سے متاثر ہو کر دھماکا پیدا نہیں کرتا ۔ اس کے دھماکنے کے لئے توڑے کی ضرورت ہے ۔ اور توڑے سے وہ فوراً اور کامل طور پر دھماک جاتا ہے۔

مندرجۂ ذیل مساوات اِس کی تحلیل کی ایک سرسری سی تعبیر ہے ۔ اِس میں کاربن کی مقدارِ کثیر کا وجود اِس امر کی توجیہ ہے کہ اِس مرکب کی تحلیل سے بہت سا سیاہ دھُواں کیوں پیدا

ہوتا ہے :-

$$2CH_3C_6H_2(NO_2)_3 \rightarrow 5H_2O + 3N_2 + 7CO + 7C$$

اِن واقعات پر غور کرو۔ گروہ NO_2 نے اِس ہائیڈروجن کی جگہ لی ہے جو اِس سے پہلے، فینول (Phenol) اور ٹولوئین (Toluene) کے کاربن کے ساتھ براہِ راست وابستہ تھی۔ اِس قسم کے مرکبات کو نائیٹرو (Nitro) مشتقات کہتے ہیں۔

۶۔ ایک اور جماعت کے نامیاتی مرکبات، یعنی الکوہلز (Alcohols) سالمی نائیٹرک تُرشہ کے ساتھ تعامل کرتے ہیں۔ لیکن اِن کے تعامل کا انداز اُس انداز سے مختلف ہے جس کا ذکر اُوپر کی تقریر میں ہوا ہے۔ چنانچہ نائیٹرک تُرشہ اور سلفیورک تُرشہ کے ٹھنڈے آمیزہ میں جب گلسرین (Glycerin) آہستہ آہستہ مِلائی جاتی ہے تو گلسرائیل نائٹریٹ (Glycrylnitrate) جس کا عامیانہ نام نائیٹروگلسرین (Nitro-glycerin) ہے، پیدا ہوتا ہے۔ سلفیورک تُرشہ یہاں بھی وُہی کام دیتا ہے جس کا ذکر اُوپر گزر چکا ہے :-

$$C_3H_5(OH)_3 + 3HONO_2 \rightarrow C_3H_5(ONO_2)_3 + 3H_2O.$$

دیکھو یہاں NO_2 نے ہائیڈراکسل (Hydroxyl) گروہوں کی ہائیڈروجن کی جگہ لی ہے۔ یہ تعامل آئیونک (Ionic) نہیں ہے۔ اور تعامل کا حاصل بھی آئیونز (Ions) پیدا کرنے والی چیز نہیں۔

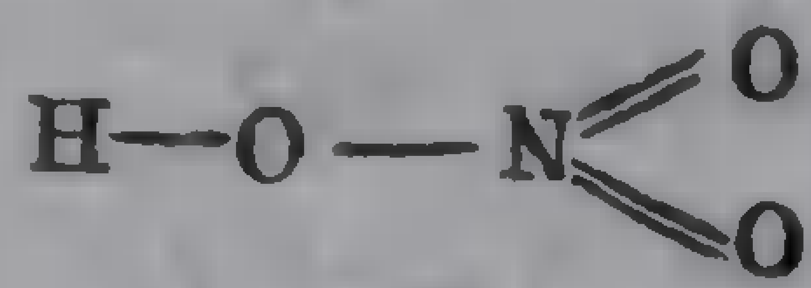
دھماکو رُوئی[1] بھی اِسی تعامل سے بنائی جاتی ہے۔ اِس کی صنعت میں رُوئی (سیلولوز Cellulose) سے کام لیا جاتا ہے :-

$$\underset{\text{سیلولوز}}{(C_6H_{10}O_5)_2} + 6HONO_2 \rightarrow \underset{\text{دھماکو رُوئی}}{C_{12}H_{14}O_4(ONO_2)_6} + 6H_2O$$

[1] Gun cotton

۷۔ نائیٹرک تُرشہ جب پروٹینز (Proteins) کو چھوتا ہے تو وہ شوخ زرد رنگ کی چیزیں پیدا کرتا ہے جن کو زنتھو پروٹیئک (Xanthoproteic) تُرشے کہتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ نائیٹرک تُرشہ اُونی کپڑوں کو اور حیوانی جلد کو زرد کر دیتا ہے۔ اِس تعامل سے پروٹینز (Proteins) کی تشخیص میں کام لیا جاتا ہے۔

نائیٹرک تُرشہ کے کیمیائی خواص کی بہترین تعبیر ذیل کے ترسیمی ضابطہ سے ہو سکتی ہے:-



۸۔ جب نائیٹرون ایسیٹیٹ (Nitron acetate) کسی ایسے محلول میں ملایا جاتا ہے جس میں نائیٹرک تُرشہ موجود ہوتا ہے تو نائیٹرون یعنی ۱،۴ ڈائی فینائل اینڈانیلینو ڈائی ہائیڈرو ٹرائی ایزول
$C_{30}H_{16}N_4$ (1,4-Diphenyl-endanilino-Dihydrotriazole)
ایک اچھا خاصا ناحل پذیر نائیٹریٹ یعنی $C_{20}H_{16}N_4,HNO_3$ پیدا کرتا ہے۔ اِس رسوب کو تول کر نائیٹرک تُرشہ کی کمّی تخمین ہو سکتی ہے

نائیٹریٹس[1]

دھاتی عناصر کے نائیٹریٹس (Nitrates) سب کے سب کم و بیش آسانی کے ساتھ پانی میں حل پذیر ہیں۔ جب گرم کئے جاتے ہیں تو اُن کی تحلیل مندرجۂ ذیل تین اندازوں میں سے کوئی ایک انداز اختیار کرتی ہے:-

(۱) دھات کا آکسائیڈ (Oxide) بنتا ہے نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) پیدا ہوتا ہے اور آکسیجن آزاد ہوتی ہے:-

[1] "س" جمع کی علامت ہے۔

$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

(۲) آکسیجن آزاد ہوتی ہے اور دھات کا نائیٹرائیٹ (Nitrite) بن جاتا ہے :۔

$$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$$

(۳) نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) بنتا ہے اور پانی پیدا ہوتا ہے ۔

$$NH_4NO_3 \rightarrow 2H_2O + N_2O.$$

سوڈیئم نائیٹریٹ (Sodium nitrate) کھاد کے طور پر بہت کام آتا ہے ۔ اور سلفیورک (Sulphuric) تُرشہ کی صنعت میں بھی بہت استعمال ہوتا ہے ۔ اِس سے نائیٹرک تُرشہ کی تیاری میں بھی کام لیا جاتا ہے ۔ اور اِس سے پوٹاسیئم نائیٹریٹ (Potassium nitrate) بھی تیار کیا جاتا ہے ۔ پوٹاسیئم نائیٹریٹ گندک اور کوئلے کے ساتھ ملاکر بارُود کی صنعت میں استعمال کیا جاتا ہے ۔

فرداً فرداً نائیٹریٹس (Nitrates) کا ذکر اُن کے اپنے اپنے دھاتی عناصر کے ضمن میں آئیگا ۔

نائیٹروجن پنٹا آکسائیڈ

NITROGEN PENTOXIDE

N_2O_5

نائیٹروجن کا یہ آکسائیڈ، نائیٹرک تُرشہ کا اَپن تُرشہ ہے ۔

تیاری ——

نائٹرک ترشہ جب فاسفورس پنٹاآکسائیڈ (Phosphorus pentoxide) پر ڈالا جاتا ہے تو فاسفورس پنٹاآکسائیڈ اُس میں سے پانی کے عناصر کو کھینچ لیتا ہے اور اُس کو نابیدہ کر دیتا ہے :-

$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

اِس مطلب کے لئے مُرتکز سے مُرتکز نائٹرک ترشہ استعمال کرنا چاہیئے۔ اور فاسفورس پنٹاآکسائیڈ (Phosphorus pentoxide) کو ایسے قرنبیق میں رکھنا چاہیئے جو ٹھنڈا کر دیا گیا ہو - اور دونوں کا آمیزہ حتی الامکان اِس طرح تیار کرنا چاہیئے کہ تپش بڑھنے نہ پائے - دونوں کا تناسب بھی وُہی ہونا چاہیئے جو مساوات کے رُو سے ضروری ہے۔ جب آمیزہ تیار ہو جائے تو قرنبیق کو نرم نرم آنچ دینے سے نائٹروجن پنٹاآکسائیڈ (Nitrogen pentoxide) کشید ہو کر قابلہ میں آجاتا ہے - اور اگر قابلہ کافی ٹھنڈا ہو تو فوراً اُس کی قلمیں بن جاتی ہیں۔

۲- ڈیول[1] جو اِس مرکب کا کاشفِ اول ہے اُس نے اِس کی تیاری کے لئے یہ قاعدہ اختیار کیا تھا کہ سلور نائٹریٹ (Silver nitrate) کو لانا نلی میں رکھ کر اُس پر خشک کلورین گزاری - نلی پانی میں رکھی تھی کہ تپشِ مطلوب پر رہے - تعامل کا آخری نتیجہ حسبِ ذیل ہے :-

$$2AgNO_3 + Cl_2 \rightarrow 2AgCl + N_2O_5 + O.$$

خواص

یہ سفید ٹھوس ہے جس سے چمکیلی منشوری قلمیں بنتی ہیں۔ ۳۰° پر پگھلتا ہے اور جزءً تحلیل بھی ہوتا ہے۔ ۴۵° پر جوش کھاتا ہے - اور ۴۵° اور ۵۰° کے درمیان جلد جلد تحلیل ہو کر بھورا دُخان پیدا کرتا ہے - اِس کا برقرار رکھنا بہت مشکل ہے - کیونکہ وہ

---

[1] Deville

تحلیل ہوکر نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) اور آکسیجن میں بٹ جاتا ہے :۔

$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

تحلیل کے دوران میں حرارت بھی پیدا ہوتی ہے۔یک بیک گرم کر دیا جائے تو دھماکے کی سی تندی کے ساتھ تحلیل ہوتا ہے۔رطوبت کو بہت جلد جذب کرلیتا ہے۔اور جب پانی میں ڈالا جاتا ہے تو اس طرح حل ہوتا ہے کہ اِس کے حل ہونے سے بہت سی حرارت پیدا ہوتی ہے :۔

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

جب نائٹروجن پنٹاآکسائیڈ (Nitrogen pentoxide) بالتدریج نائٹرک تُرشہ میں ملایا جاتا ہے تو ایک خاص مرکب پیدا ہوتا ہے جس کی ترکیب $2N_2O_5,H_2O$ ہے۔ یہ مرکب ایک معیّن ہائیڈریٹ (Hydrate) ہے جو ٹھنڈا ہونے پر محلول سے قلمی شکل میں جُدا ہوتا ہے۔

نائٹرک آکسائیڈ

NITRIC OXIDE

NO

تیاری

ا۔ خالص نائٹرک آکسائیڈ اِس طرح حاصل ہوتا ہے کہ فیرس سلفیٹ (Ferrous sulphate) کو ہلکائے سلفیورک تُرشہ میں حل کرکے جوش دیا جائے اور اِس جوش کھاتے ہوئے محلول میں نائٹرک تُرشہ ملایا جائے۔یا فیرس کلورائیڈ (Ferrous chloride) کو ہائیڈروکلورک تُرشہ میں حل کرکے اُس پر یہی عمل کیا جائے :۔

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 (+2H) \quad \times 3 (1)$$
$$(3H) + HNO_3 \rightarrow NO + 2H_2O \quad \times 2 (2)$$
$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 2NO + 4H_2O$$

نائیٹرک تُرشہ کی مثل کوئی آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل موجود نہ ہو تو جس تعامل کو پہلی جُزئی مساوات تعبیر کرتی ہے وہ حادث نہیں ہوتا۔ اور دونوں جُزئی مساواتوں کو علی الترتیب ۳ اور ۲ سے ضرب کرنا اِس لئے ضروری ہے کہ ہائیڈروجن جو تعامل کے واقعی حاصلوں میں شامل نہیں کٹ کر مجموعی مساوات سے خارج ہو جائے۔

اِس تعامل سے محلولوں میں نائیٹرک (Nitric) تُرشہ کی کمی تخمین کرنے میں کام لیا جاتا ہے۔ اِس مطلب کے لئے تعامل سے حاصل شدہ نائیٹرک آکسائیڈ کا حجم معلوم کر لیا جاتا ہے۔ پھر مساواتِ بالا کے رُو سے نائیٹرک تُرشہ کی مقدار پر استدلال کر لینا کچھ مشکل نہیں۔

۲۔ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اِس طرح بھی حاصل ہو سکتا ہے کہ ہلکائے نائیٹرک تُرشہ (کثافت ۱٫۲) اور تانبے کے تعامل سے کام لیا جائے۔ لیکن اِس صورت میں جو نائیٹرک آکسائیڈ تیار ہوتا ہے اُس میں نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) اور نائیٹروجن کی بھی آمیزش ہوتی ہے۔ بہر حال دارالتجربہ میں نائیٹرک آکسائیڈ تیار کرنے کے لئے یہ قاعدہ زیادہ سہل ہے۔

نائیٹرک آکسائیڈ کے خواص

نائیٹرک آکسائیڈ بے رنگ گیس ہے۔ ٹھوس کی شکل میں ۱۶۷- پر پگھلتا ہے۔ اور جب مائع کی شکل میں ہوتا ہے تو ۱۵۳٫۶- پر جوش کھاتا ہے۔ پانی میں اِس کی حل پذیری بہت خفیف ہے۔ اِس کی گیسی کثافت سے اِس کے لئے ضابطہ NO مستنبط ہوتا ہے۔

ادنیٰ تپشوں پر بھی اس کے سالمات میں سنجوگ کا رُجحان محسوس نہیں ہوتا ہے۔

نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) نائیٹروجن کے تمام آکسائیڈز (Oxides) میں سب سے زیادہ قیام پذیر ہے۔ تیز جلتی ہوئی فاسفورس اِس گیس میں جلتی رہتی ہے۔ اِس کی وجہ یہ ہے کہ فاسفورس کے تیز تیز جلنے سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ آکسیجن کو آزاد کر دیتی ہے اور یہ آکسیجن، فاسفورس کے احتراق کو سنبھالتی جاتی ہے۔ جلتی ہوئی گندک اور جلتی ہوئی بتی کی حرارت نائیٹرک آکسائیڈ کی تحلیل کے لئے کافی نہیں۔ اِس لئے جب یہ چیزیں اِس گیس میں داخل کی جاتی ہیں تو گیس کی تحلیل نہیں ہوتی اور وہ بُجھ جاتی ہیں۔

نائیٹرک آکسائیڈ کی دو خاصیتیں ایسی ہیں جن کو اِس سے خاص اختصاص ہے:۔

۱۔ سردی کی حالت میں وہ آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھاجاتا ہے اور نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کا سُرخی مائل بھورا دُخان پیدا کرتا ہے:۔

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$$

اِس واقعہ سے، دُوسری گیسوں میں ملے ہوئے آکسیجن کے خفیف خفیف سے، شائبوں کی تشخیص میں بھی کام لیا جا سکتا ہے۔ جب نائیٹرک آکسائیڈ گرم مُرتکز نائیٹرک تُرشہ میں گزارا جاتا ہے تو یہاں بھی وُہی نتیجہ پیدا ہوتا ہے:۔

$$NO + 2HNO_3 \rightleftarrows 3NO_2 + H_2O$$

۲۔ کئی ایک نمکوں کے ساتھ بھی ترکیب کھاتا ہے۔ چنانچہ فیرس سلفیٹ $FeSO_4$ (Ferrous Sulphate) کے ساتھ ترکیب کھا کر $FeNO.SO_4$ پیدا کرتا ہے۔ اور یہ ایک سالمی مرکب ہے

جس کا رنگ بھورا ہوتا ہے ۔ یہ مرکب، محلول میں برقرار رہ سکتا ہے ۔ اس میں NO ، مثبت آئیون (Ion) $FeNO^{+}$ کا جز ہے اور محلول میں اس کے ساتھ نقل مکان کرتا ہے ۔

فیرس سلفیٹ چونکہ نائٹرک ترشہ کو نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) میں تحویل کر دیتا ہے اور پھر مزید نمک، نائٹرک آکسائیڈ کے ساتھ ترکیب کھا کر بھورا رنگ پیدا کرتا ہے اس لئے مذکورہ بالا تعامل پر نائٹرک ترشہ کی ایک نہایت نازک تشخیص مبنی ہے۔ چنانچہ جس چیز میں کسی نائٹریٹ (Nitrate) کے موجود ہونے کا گمان ہوتا ہے اس میں فیرس سلفیٹ کا طاقتور محلول ملایا جاتا ہے۔ اور پھر اس آمیزہ میں مرتکز سلفیورک ترشہ اس احتیاط کے ساتھ ڈالا جاتا ہے کہ اپنے بھاری پن کے باعث نلی کے پہلو کے ساتھ ساتھ بہتا ہوا نلی کے پینڈے پر پہنچ جائے (شکل ۳۲ء)۔ جس مقام پر سلفیورک (Sulphuric) ترشہ آمیزۂ مذکور کو چھوتا ہے وہاں نائٹریٹ (Nitrate) اور سلفیورک ترشہ کے تعامل سے نائٹرک ترشہ پیدا ہوتا ہے۔ جس کو فیرس سلفیٹ (Ferrous Sulphate) نائٹرک آکسائیڈ میں تحویل کر دیتا ہے - یہ نائٹرک آکسائیڈ مزید فیرس سلفیٹ کے ساتھ ترکیب کھا کر بھورا سالمی مرکب $FeNO.SO_4$ بنا دیتا ہے۔ اور اس طرح نلی میں اس مقام پر بھورے رنگ کا حلقہ بن جاتا ہے۔



شکل ۳۲ء

یہ تشخیص ایسی نازک ہے کہ اس سے نائٹریٹ کی خفیف سی مقدار کا بھی پتہ چل جاتا ہے۔ چنانچہ اس صورت میں بھی حلقہ کے نیچے اور اوپر کے بے رنگ مایعات کے ساتھ مقابلہ کرنے سے

حلقہ کا بھورا رنگ بخوبی محسوس ہو سکتا ہے۔

سالماتی مرکبات

دو مرکب چیزوں کے باہم ترکیب کھانے سے پیدا ہونے والی کسی چیز میں جب اُن ہی دو مرکب چیزوں میں تحلیل ہو جانے کا رُجحان غالب پایا جاتا ہے اور اُس کے وجود سے اُس کے منفردانہ شخصی کیمیائی خواص کی بہ نسبت اُس کے مرکب اجزائے ترکیبی کے ذاتی کیمیائی خواص کا اظہار زیادہ ہوتا ہے تو اِس قسم کی چیز کو کیمیا کی اصطلاح میں **سالمی مرکب** کہتے ہیں۔

مثلاً تقریر بالا میں مرکب $FeNO.SO_4$ کا ذکر آیا ہے۔ اِس مرکب کا یہ حال ہے کہ وہ نرم نرم آنچ دینے سے NO کو چھوڑ دیتا ہے اور اِس طرح NO برآزاد ہو جاتا ہے۔

وہ مرکبات جن کو کیمیا کی زبان میں ہائیڈریٹس[1] (Hydrates) کہتے ہیں اِن کا بھی یہی حال ہے۔ چنانچہ وہ پانی کے ساتھ نمکوں یا اَور چیزوں کے ترکیب کھانے سے پیدا ہوتے ہیں اور جب حل ہوتے ہیں تو اِن کا کثیر ترین حصّہ پھر اِن ہی اجزاء میں تحلیل ہو جاتا ہے۔

دوئیلے نمک بھی اِسی جماعت میں شامل ہیں۔ اِن کی ایک مثال $FeSO_4,(NH_4)_2SO_4,6H_2O$ ہے۔ اور اِس قسم کے اَور بہت سے نمک معلوم ہیں۔ یہ نمک صرف اُسی حالت میں قیام پذیر ہیں جب کہ ٹھوس کی شکل میں ہوں۔ جب حل ہوتے ہیں تو فوراً اپنے مرکب اجزائے ترکیبی میں تحلیل ہو جاتے ہیں۔

---

[1] "س" جمع کی علامت ہے۔

بعض نمک، امونیا کے ساتھ، اور بعض کاربن مانا آکسائیڈ (Carbon monoxide) CO کے ساتھ، ترکیب کھا کر اس قسم کے مرکب پیدا کرتے ہیں۔ مثلاً

$AgNO_3$	اور	NH_3	سے	$AgNO_3,3NH_3$
$CaCl_2$	اور	NH_3	سے	$CaCl_2,8NH_3$
$CuCl$	اور	CO	سے	$CuCO.Cl,2H_2O$

"سالماتی مرکب" کی اصطلاح اس تصور سے پیدا ہوئی ہے کہ اِس قسم کے مرکبات میں مرکب اجزائے ترکیبی کسی حد تک اپنے تشخص کو برقرار رکھتے ہیں اور اِس لئے وہ آزاد ہو جانے پر آمادہ رہتے ہیں۔ اِس اصطلاح کی غایت حقیقت میں اس واقعہ کے اظہار کی کوشش ہے کہ جن مرکبات کے لئے یہ اصطلاح وضع کی گئی ہے وہ اِس قسم کے مرکبات ہیں جن کا سلوک دراصل اِن کے اجزائے ترکیبی کا سلوک ہے۔ چنانچہ اِس اصطلاح کا مفہوم اِس قسم کے مرکبات کو امونیئم کلورائیڈ (NH_4Cl(Ammonium chloride اور فاسفورس پنٹا کلورائیڈ (PCl_5(Phosphorus penta chloride کی سی چیزوں سے متمائز کر دیتا ہے۔ اِس میں شک نہیں کہ امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride)، HCl اور NH_3 کے امتزاج سے پیدا ہوتا ہے۔ لیکن یہ مرکب عموماً اِس طرح سلوک کرتا ہے کہ گویا وہ NH_4 اور Cl کے امتزاج سے پیدا ہؤا ہے۔ اِسی طرح جب PCl_5 کو بجوگ لاحق ہوتا ہے تو اِس سے بلا شبہ PCl_3 اور Cl_2 پیدا ہوتے ہیں۔ اور اِس سے گمان ہو سکتا ہے کہ یہ مرکب اِسی جماعت میں شامل ہونا چاہئے جس جماعت کے زواو کے لئے سالماتی مرکبات کی اصطلاح وضع کی گئی ہے۔ لیکن واقعہ یہ ہے کہ NH_4Cl کی طرح یہ مرکب بھی سالماتی مرکبات کی جماعت سے ایک جداگانہ چیز ہے۔ چنانچہ آگے چل کر تم دیکھو گے کہ PCl_5، پانی کے ساتھ تعامل کر کے

فاسفورک (Phosphoric) ترشہ پیدا کرتا ہے - اور یہ ترشہ PCl_3 سے نہیں بنتا بلکہ صرف PCl_5 سے حاصل ہو سکتا ہے - اس لئے اِس مرکب کے متعلق ہم یہ تصور نہیں کر سکتے کہ وہ PCl_3 اور Cl_2 پر مشتمل ہے - پس ضروری ہے کہ اِس نوعیت کے مرکبات کو سالماتی مرکبات سے تمیز کرنے کے لئے کوئی مابہ الامتیاز اختیار کیا جائے - اور یہ مابہ الامتیاز سالماتی مرکبات کی اصطلاح نے پیدا کر دیا ہے۔

لیکن اس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ اِس امتیاز کو کوئی خاص قابلِ لحاظ نظری اہمیت حاصل نہیں - کیونکہ سالماتی مرکبات کے سلوک میں تمام مدارج پائے جاتے ہیں - ہاں عملیات کے اعتبار سے البتہ وہ ایک حد تک اہمیت کا حقدار ہے - لیکن اِس سے فائدہ صرف یہی مترتب ہوتا ہے کہ اِس سے خاص خاص واقعات کو یاد رکھ لینے' اور اُن کی جماعت بندی کر لینے' کے لئے ایک سرسری سا وسیلہ پیدا ہو گیا ہے۔

سالماتی مرکبات اور معمولی مرکبات کا ایک دُوسرے سے تمیز کرنا ایک اَور اعتبار سے بھی ضروری ہے - یعنی سالماتی مرکبات کے اجزاء عموماً سیر شدہ مرکبات معلوم ہوتے ہیں اور مزید مادّہ کو سنبھال لینے کے لئے اِن کے پاس معمولی گرفتوں میں سے کوئی گرفت زائد بچی ہوئی نظر نہیں آتی - مثلاً $CaCl_2$ میں Ca دوگرفتہ عنصر ہے اور Cl یک گرفتہ - اِس لئے معمولی گرفتیں سب کی سب سیر شدہ ہیں - اور اِس پر بھی حال یہ ہے کہ پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر یہ نمک' ہائیڈریٹ $CaCl_2,6H_2O$(Hydrate) بنا دیتا ہے حالانکہ دعہ پانی بھی بجائے خود ایک سیر شدہ مرکب ہے۔

اِس سے ظاہر ہے کہ "سالماتی مرکبات" کے تصور میں ایک طرح کا سالمات کی گرفت کا خیال مضمر ہے - مندرجۂ ذیل مرکبات پر غور کرو - اِن میں $FeSO_4$ سات سات دیگر سالمات کے ساتھ

ترکیب کھاتا ہے :-

$FeSO_4,7H_2O$

$FeSO_4,(NH_4)_2SO_4,6H_2O$

$FeSO_4,K_2SO_4,6H_2O$

تانبے، میگنیسیئم (Magnesium) اور دیگر دو گرفتہ دھاتوں کے سلفیٹس[1] (Sulphates) بھی اسی نوعیت کے سالماتی مرکبات بناتے ہیں۔

دوسری طرف امونیئم کلورائیڈ (Ammonium chloride) کا یہ حال ہے کہ وہ سالماتی مرکب نہیں۔ کیونکہ NH_3 یوں تو بلاشبہ HCl، HBr، HI اور HF کے ساتھ ترکیب کھاتا ہے لیکن اس واقعہ کی بہترین توجیہ یہ ہے کہ نائیٹروجن پنجگرفتہ عنصر ہے۔ اور اس بناء پر N_2O_5، NH_4Cl وغیرہ کے سے مرکبات کو معمولی مرکبات تصور کرنا زیادہ قرینِ صحت ہے۔

نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ

NITROGEN TETROXIDE

NO_2 اور N_2O_4

تیاری :-

ا- یہ آکسائیڈ (Oxide) پوٹاسیئم (Potassium) سوڈیئم (Sodium) اور امونیئم (Ammonium) کے سوا باقی سب دھاتوں کے نائیٹریٹس[2] (Nitrates) کو گرم کرنے سے حاصل ہوتا ہے۔ مثلاً تانبے

---

[1] "س" جمع کی علامت ہے۔
[2] "س" جمع کی علامت ہے۔

یا سیسے کے نائٹریٹ کو گرم کرنے سے :۔

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

اور

$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

پارے کو گرم کرنے سے دھاتی آکسائیڈ (Oxide) کی بجائے خود دھات حاصل ہوتی ہے :۔

$$Hg(NO_3)_2 \rightarrow Hg + 2NO_2 + O_2$$

جب گیسوں کا یہ آمیزہ، انجمادی آمیزہ میں رکھی ہوئی لانبا نلی میں سے گزارا جاتا ہے تو ٹیٹرآکسائیڈ (Tetroxide) بستگی میں آکر ہلکے سے زرد رنگ کا مایع (نقطۂ جوش ۲۲°، نقطۂ اماعت -۱۰.۵°) ہو جاتا ہے اور آکسیجن آگے نکل جاتی ہے ۔

۲ - یہ مرکب، نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کو آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے سے بھی حاصل ہو سکتا ہے ۔ نائٹرک آکسائیڈ کو آکسیڈائیز (Oxidise) کرنے کی دو صورتیں ہیں :۔

(ا) نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور آکسیجن کا بلا واسطہ امتزاج :۔

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

(ب) نائٹرک آکسائیڈ کو گرم مرتکز نائٹرک (Nitric) ترشہ میں گزارنے سے ۔ اِس صورت میں نائٹرک ترشہ کو نرم نرم آنچ دے کر گرم کرنا چاہیئے ۔ اور پھر اِس میں نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کی رَو گزارنا چاہیئے :۔

$$NO + 2HNO_3 \rightleftharpoons 3NO_2 + H_2O$$

۳ - مرتکز نائٹرک (Nitric) ترشہ اور تانبے کے تعامل کا حاصل تقریباً سب کا سب اِسی آکسائیڈ (Oxide) پر مشتمل ہوتا ہے ۔ اگر اصلی تعامل سے نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کا کوئی شائبہ پیدا ہو بھی تو وہ مرتکز ترشہ کے بالائی طبقہ میں سے

گزرتے ہوئے، آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر نائٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) ہو جاتا ہے۔

خواص :-

اِس گیس کی سب سے زیادہ دلچسپ خصوصیت یہ ہے کہ گرم ہو تو اِس کا رنگ گہرا بھورا ہوتا ہے۔ اور اگر سرد ہو تو رنگ ہلکا سا زرد ہو جاتا ہے۔ ۲۲° سے لے کر ۱۴۰° تک اِس گیس کی کثافت جلد جلد گھٹتی جاتی ہے۔ اور جب تپش میں تنزل ہوتا ہے تو اِس تنزل کے ساتھ ساتھ کثافت پھر بڑھتی چلی جاتی ہے۔ اِن مشاہدات سے اوزانِ سالمہ کی تخمین کی جائے تو حسبِ ذیل نتائج حاصل ہوتے ہیں :-

تپش	وزنِ سالمہ
۲۲°	۹۰
۷۰°	۵۵٫۶
۱۳۵°	۴۶٫۳
۱۵۴°	۴۵٫۷

ضوابط N_2O_4 اور NO_2 کے متجاوب اوزانِ سالمہ علی الترتیب ۹۲ اور ۴۶ ہونا چاہئیں۔ اِس بناء پر نتائج متذکرہ صدر سے یہ مفہوم ہوتا ہے کہ گہرے بھورے رنگ کی گیس NO_2 ہے اور جب یہ گیس ٹھنڈی ہوتی ہے تو اِس کے سالموں کو سنجوگ ہو کر بے رنگ گیس N_2O_4 بنتی ہے۔ برفانی ایسیٹک (Acetic) ترشہ کے نقطۂ انجماد میں اِس آکسائیڈ (Oxide) کی آمیزش سے جو تنزل پیدا ہوتا ہے اُس سے اِس آکسائیڈ کا وزنِ سالمہ ۹۲ مستنبط ہوتا ہے۔ اِس لئے ضرور ہے کہ حل شدگی کی حالت میں، اور منجمد ہوتے ہوئے ایسیٹک (Acetic) ترشہ کی تپش (۱۷° سے پست تر) پر تمام نائٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide)، N_2O_4 کی

شکل میں ہو۔

جب بھوری گیس کو سُرخ گرم نلی میں سے گزار کر اُس کی تپش ۶۲۰° سے بڑھا دی جاتی ہے تو اِس صورت میں اُس کا بھورا رنگ غائب ہو جاتا ہے۔ لیکن یہاں رنگ کا غائب ہو جانا اِس امر کا نتیجہ ہے کہ وہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) اور آکسیجن میں تحلیل ہو جاتی ہے۔ گرم کر دینے کے بعد جب یہ گیس ٹھنڈی کی جاتی ہے تو اُن ہی مدارج میں سے بہ سمتِ معکوس گزرتی ہے۔ یعنی پہلے بے رنگ گیس سے بھورے رنگ کی گیس بنتی ہے اور آخرِ کار ہلکے سے زرد رنگ کی گیس ہو جاتی ہے:۔

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$$

بے رنگ گیس — بھوری گیس — بے رنگ گیس

نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) کی بہ نسبت نائیٹروجن ٹیٹراکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) چونکہ زیادہ آسانی سے آزاد آکسیجن دے دیتا ہے اِس لئے نائیٹروجن ٹیٹراکسائیڈ میں فاسفورس بآسانی اور جلد جلتی ہے۔ لیکن اِس گیس میں اگر جلتی ہوئی موم بتی داخل کی جائے تو وہ بجھ جاتی ہے۔ یہی حال گندک کا ہے۔

نائیٹروجن ٹیٹراکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) بہت طاقتور آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عامل ہے۔ چنانچہ "دُخان خیز نائیٹرک (Nitric) ترشہ" میں یہ آکسائیڈ حل شدہ موجود ہوتا ہے اور جب آکسیڈیشن (Oxidation) بالخصوص مدِنظر ہوتا ہے تو اِسی ترشہ سے کام لیا جاتا ہے۔ آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عاملیت کی وجہ سے یہ گیس کبھی کبھی آٹے کا رنگ کاٹنے میں بھی استعمال کی جاتی ہے۔

ترکیب کے اعتبار سے یہ آکسائیڈ نائیٹرس (Nitrous) اور نائیٹرک (Nitric) اپن ترشوں کے بین بین ہے - اور جب سرد پانی میں حل کیا جاتا ہے تو نائیٹرس (Nitrous) اور نائیٹرک (Nitric) دونوں ترشے پیدا کرتا ہے :-

$$N_2O_4 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

اور اگر کوئی اساس موجود ہو تو اُس اساس کی دھات کے نائیٹریٹ (Nitrate) اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے :-

$$N_2O_4 + 2KOH \rightarrow KNO_3 + KNO_2 + H_2O$$

اگر پانی سرد نہ ہو تو نائیٹرس (Nitrous) ترشہ چونکہ ناقیام پذیر ہے اس لئے وہ تحلیل ہو جاتا ہے اور نائیٹرک آکسائیڈ اور نائیٹرک ترشہ پیدا کرتا ہے :-

$$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$

لہذا اس صورت میں نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) اور پانی کے تعامل کا نتیجہ نائیٹرک آکسائیڈ اور نائیٹرک ترشہ کی پیدائش ہے :-

$$3NO_2 + H_2O \rightleftarrows 2HNO_3 + NO$$

نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ

NITROGEN TRIOXIDE

N_2O_3

تیاری :-
جب نائیٹرس (Nitrous) ترشہ تحلیل ہوتا ہے تو اُس سے بھورے رنگ کی گیس نکلتی ہے -

خواص :- نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کی تحلیل سے جو گیس

حاصل ہوتی ہے اُس کی کثافت کے مطالعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ گیسی حالت میں نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ (Nitrogen trioxide) کو تقریباً کامل طور پر بجوگ ہو گیا ہوتا ہے :-

$$N_2O_3 \rightleftharpoons NO + NO_2$$

جب یہ آمیزہ -۲۱° کے انجمادی آمیزہ میں رکھی ہوئی لانبی نلی میں سے، گزارا جاتا ہے تو گہرے نیلے رنگ کا مایع حاصل ہوتا ہے - یہی مایع نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ (Nitrogen trioxide) ہے - اِس مایع کو نقطۂ جوش پر پہنچنے سے پہلے ہی بجوگ ہونے لگتا ہے - اور +۲° پر اِس سے نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) نکلتا ہے -

نائیٹراسیل سلفیورک (Nitrosyl Sulphuric) ترشہ اور پانی کے تعامل سے بھی نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) کا وہی متساوی السالمات آمیزہ حاصل ہوتا ہے -

$$2SO_2\begin{cases} O-H \\ O-NO \end{cases} + H_2O \rightleftharpoons 2SO_2\begin{cases} OH \\ OH \end{cases} + NO_2 + NO$$

یہ آکسائیڈ، نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کا این ترشہ ہے -

نائیٹرس تُرشہ

NITROUS ACID

HNO_2

اور

اُس کے نمک

نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کے نمکوں کو نائیٹرائیٹس[1] (Nitrites) کہتے ہیں ۔ جب پوٹاسیئم (Potassium) یا سوڈیئم (Sodium) کا نمک گرم کیا جاتا ہے تو اس سے آکسیجن خارج ہوتی ہے اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) بن جاتا ہے :۔

$$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$$

نائیٹرائیٹ بنانے کے لئے عام طور پر پگھلے ہوئے نائیٹریٹ (Nitrate) میں سیسا ڈال کر ہلایا جاتا ہے ۔ سیسا آکسیجن کو نائیٹریٹ سے آزاد کرنے میں مدد دیتا ہے ۔ چنانچہ سیسے اور آکسیجن کے تعامل سے مُرتک PbO بنتا ہے ۔ تعامل کے بعد جب سوڈیئم نائیٹرائیٹ (Sodium Nitrite) قلمانے کے لئے پانی میں حل کیا جاتا ہے تو مرتک ثُفل کی شکل میں باقی رہ جاتا ہے ۔

ترشہ کی تیاری :۔

کسی نائیٹرائیٹ (Nitrite) کے ہلکائے محلول میں جب کوئی ترشہ ملایا جاتا ہے تو نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کا ہلکے سے زردی مائل نیلگوں رنگ کا محلول حاصل ہوتا ہے ۔ لیکن یہ ترشہ بہت ناقیام پذیر ہے ۔ چنانچہ محلول کو ذرا سا گرم کر دینے سے تحلیل ہو جاتا ہے :۔

$$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$

جب سوڈیئم نائیٹرائیٹ (Sodium Nitrite) کا گُھٹکو محلول ترشایا جاتا ہے تو نائیٹرس (Nitrous) ترشہ فوراً تحلیل ہو جاتا ہے ۔ اور بھورے رنگ کی گیس نکلتی ہے جو اِس ترشہ کے اینہ ترشہ پر مشتمل ہونی چاہیئے ۔ لیکن اِس کا اینہ ترشہ چونکہ خود بھی ناقیام پذیر ہے اِس لئے وہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric Oxide) اور

---

[1] "س" جمع کی علامت ہے ۔

نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ آئیونک (Ionic) نظریہ کے رُو سے :۔

$$2\overset{+}{H} + 2\overset{-}{NO_2} \rightleftharpoons 2HNO_2 \rightleftharpoons H_2O + N_2O_3\uparrow$$

یہ واقعہ نائیٹریٹ (Nitrate) اور نائیٹرائیٹ (Nitrite) کے لئے مابہ الامتیاز قرار دیا جا سکتا ہے۔

محوّلاتِ نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کو اُس کی آکسیجن سے جزءً یا کلاً محروم کر دیتے ہیں :۔

$$2HI + 2HNO_2 \rightarrow 2H_2O + 2NO + I_2$$

نیل بھی اِس کے تعامل سے متاثر ہوتا ہے اور آئیسیٹین (Isatin) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ نیل گہرے نیلے رنگ کا مرکب ہے اور آئیسیٹین (Isatin) کا رنگ ہلکا زرد ہے۔ نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کے تعامل سے نیل کے محلول کا گہرا نیلا رنگ بہت جلد متغیر ہو جاتا ہے :۔

$$\underset{\text{نیل}}{C_{16}H_{10}N_2O_2} + 2HNO_2 \rightarrow \underset{\text{آئیسیٹین}}{2C_8H_5NO_2} + H_2O + 3NO$$

دوسری طرف آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عوامل کا یہ حال ہے کہ اِن میں سے وہ جو کافی عامل ہیں مثلاً ترشایا ہوا پوٹاسیئم پرمینگانیٹ (Potassium permanganate) نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کو نائیٹرک (Nitric) ترشہ میں تبدیل کر دیتے ہیں :۔

$$3H_2SO_4 + 2KMnO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + (5O) \quad (1)$$

$$(5O) + 5HNO_2 \rightarrow 5HNO_3 \quad (2)$$

$$3H_2SO_4 + 2KMnO_4 + 5HNO_2 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5HNO_3$$

نائیٹرس (Nitrous) ترشہ نامیاتی رنگوں کی صنعت میں بہت استعمال ہوتا ہے۔

نائیٹرس آکسائیڈ

NITROUS OXIDE

N_2O

تیاری :-

نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide)، امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) کو گرم کرکے تیار کیا جاتا ہے - تعامل حرارت زاے ہے - اس لئے گرم کرنے میں احتیاط لازم ہے :-

$$NH_4NO_3 \rightarrow 2H_2O + N_2O$$

بھاپ پانی ہوکر رہ جاتی ہے - اور نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) گرم پانی پر جمع کرلیا جاتا ہے - یا خشک کرکے فولادی استوانوں میں بھر لیا جاتا ہے -

امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) کی بجائے، امونیئم (Ammonium) کے کسی نمک کے ساتھ کوئی نائیٹریٹ (Nitrate) ملاکر گرم کرنے سے بھی، نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) حاصل ہو سکتا ہے -

خواص :-

سرد پانی میں یہ گیس اچھی خاصی حل پذیر ہے - چنانچہ °۰ کی تپش پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۱۳۰ حجم، اور °۲۵ پر ۱۰۰ حجم پانی میں ۶۰ حجم حل ہوتی ہے - حل ہونے میں یہ گیس پانی کے ساتھ کوئی مرکب پیدا نہیں کرتی -

نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) جب مایع کی شکل میں ہوتا ہے تو °۸۹ء۸- پر جوش کھاتا ہے - اور جب ٹھوس کی شکل میں

ہوتا ہے تو -۱۰۲ء۳° پر پگھلتا ہے۔ مختلف تپشوں پر مائع نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) کے بخار کا تناؤ حسبِ ذیل ہے :-

تپش	بخار کا تناؤ
۰°	۳۰ء۷۵ کراتِ ہوائیہ
۱۲°	۴۱ء۲ کراتِ ہوائیہ
۲۰°	۴۹ء۴ کراتِ ہوائیہ

اِس گیس کی تپشِ فاصل ۳۸ء۸ ہے۔

نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) میں دہکتی ہوئی کھپچی داخل کی جائے تو کھپچی مشتعل ہو جاتی ہے۔ فاسفورس (Phosphorus) گندک، اور دیگر احتراق پذیر چیزیں اِس میں ویسی ہی تُندی کے ساتھ جلتی ہیں جیسی کہ آکسیجن میں۔ احتراق کا نتیجہ ہر حال میں آکسائیڈز[1] (Oxides) کی پیدائش اور نائٹروجن کی آزادی ہے۔ آکسیجن اور نائٹرس آکسائیڈ کا مابہ الامتیاز یہ ہے کہ نائٹرس آکسائیڈ، نائٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) کے ساتھ تعامل نہیں کرتا۔

نائٹرس آکسائیڈ سے حاصل شدہ آکسیجن کے ساتھ جس تیزی سے اشیاء ترکیب کھاتی ہیں وہ بلا شُبہ اِس واقعہ کا نتیجہ ہے کہ نائٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) حرارت خوار مرکب ہے۔ اور اِس کی تحلیل سے جو حرارت آزاد ہوتی ہے وہ بدوِ احتراق کی اعانت کرتی ہے :-

$$2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2 + 2 \times 18,000 \text{ حرارہ}$$

اِس میں شک نہیں کہ نائٹرس آکسائیڈ کی تحلیل سے جو نائٹروجن پیدا ہوتی ہے وہ آکسیجن کو ہلکا دیتی ہے اور اِس لئے یہ تحلیل کی حرارت، جُزءً صرف ہو جاتی ہے۔ لیکن اِس نائٹروجن اور

[1] "ز" جمع کی علامت ہے۔

آکسیجن کے آمیزہ میں نائیٹروجن کا تناسب اُس تناسب کا صرف نصف ہے جو نائیٹروجن کو ہوا میں حاصل ہے - اِس لئے نائیٹرس آکسائیڈ میں ہوائی بہ نسبت حالات احتراق کے زیادہ موید ہیں -

نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) جب ٹھنڈا ہوتا ہے تو آزاد آکسیجن کی طرح سلوک نہیں کرتا - چنانچہ دھاتیں اِس میں زنگ آلود نہیں ہوتیں - اور خون کا ہیموگلوبین[2] اِس سے آکسیجن کے ماخذ کا کام نہیں لے سکتا - چنانچہ سب سے پہلے ڈیوی[1] کو اِس بات کا انکشاف ہوا کہ نائیٹرس آکسائیڈ سانس کے ذریعہ پھیپھڑوں میں پہنچ سکتا ہے اور چونکہ اِس سے آکسیجن مہیا نہیں ہوتی اِس لئے اِس کے استعمال کے بعد بے ہوشی طاری ہو جاتی ہے -

قیام حیات کے لئے کافی آکسیجن ملا لینے کے بعد نائیٹرس آکسائیڈ سے جراحی کے چھوٹے چھوٹے عملوں میں بے ہوشی اور دوا کا کام لیا جاتا ہے - اِس کے استعمال سے ابتداء میں طبیعت کے اندر فرحت کی کیفیت پیدا ہوتی ہے جس سے انسان ہنسنے لگتا ہے - پھر اِس کے بعد بے ہوشی طاری ہوتی ہے اور اگر اِس پر بھی استعمال جاری رہے تو پھر انسان مرجاتا ہے - اِس گیس سے چونکہ انسان ہنسنے لگتا ہے اِس لئے انگلستان کی عامیانہ زبان میں اِس کو "ہنسانے والی گیس" کہتے ہیں -

یہ آکسائیڈ، ہائیپو نائیٹرس (Hyponitrous) ترشہ کا این ترشہ ہے - چنانچہ ترشۂ مذکور کی تحلیل سے وہ پیدا بھی ہوتا ہے - لیکن اِس میں یہ قابلیت نہیں کہ پانی کے ساتھ ترکیب کھا کر ہائیپو نائیٹرس (Hyponitrous) ترشہ بنا دے -

---

[1] Davy [2] Haemo-globin

ہائپونائیٹرس ترشہ

HYPONITROUS ACID

$H_2N_2O_2$

تیاری :۔

یہ ترشہ آبی محلول میں ہائیڈر آکسلامین (Hydroxylamine) اور نائیٹرس (Nitrous) ترشہ کے تعامل سے پیدا ہوتا ہے :۔

$$H-O-N\ H_2+O\ N-O-H \rightarrow H_2O + H-O-N=N-O-H$$

اِس محلول میں سِلور نائیٹریٹ (Silver nitrate) کا محلول ملایا جائے تو اِس سے ناحل پذیر سِلور ہائپونائیٹرائیٹ (Silver hyponitrite) کی ترسیب ہوتی ہے۔ پھر جب یہ نمک ہائیڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen chloride) کا ایتھری[1] محلول ہلا کر ہلایا جاتا ہے تو ہائپونائیٹرس (Hyponitrous) ترشہ آزاد ہو جاتا ہے۔ ناحل پذیر سِلور کلورائیڈ (Silver chloride) اِس سے بذریعہ تقطیر جدا کیا جا سکتا ہے۔ اور پھر ایتھری محلول کو تبخیر کرنے سے ہائپونائیٹرس (Hyponitrous) ترشہ سفید ٹھوس کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔

خواص :۔

یہ مرکب، گرم کرنے سے دھماک جاتا ہے۔ اور اِس کا آبی محلول نہایت کمزور سا ترشہ ہے۔ گرم آبی محلول آہستہ آہستہ تحلیل ہوتا جاتا ہے۔ اور نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) پیدا کرتا ہے:۔

$$H_2N_2O_2 \rightarrow H_2O + N_2O$$

یہ تغیر تعاکس کا اہل نہیں۔

---

[1] Ether

نائیٹرک تُرشہ

کرۂ ہوائی کی نائیٹروجن سے

تعاملاتِ متعلقہ :۔

نائیٹروجن اور آکسیجن کمرے کی تپش پر باہم ترکیب نہیں کھاتے۔ اِس لئے اِن سے اِس حالت میں نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) پیدا نہیں ہوتا۔ اِن گیسوں کا امتزاج حرارت خوار ہے۔ اِس بناء پر بلند تپش اِن کے تعامل کے لئے ضروری اور مفید ہے۔ چنانچہ

$$N_2 + O_2 + 43,200 \text{ حرارہ} \rightleftarrows 2NO$$

لیکن اگر کرۂ ہوائی کی ہوا سے کام لیا جائے تو ۱۹۲۲° پر بھی صرف ا فی صدی نائیٹرک آکسائیڈ حاصل ہوتا ہے اور ۲۹۲۷° پر ۵ فی صدی سے زیادہ نہیں بنتا۔ برقی اُبھرن جو اِس کی صنعت میں فی الواقع استعمال کی جاتی ہے وہ تقریباً ا فی صدی نائیٹرک آکسائیڈ پیدا کرتی ہے۔

اِس کے بعد آمیزہ ٹھنڈا کیا جاتا ہے تاکہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) اور آکسیجن باہم ترکیب کھا جائیں :۔

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$$

کیونکہ نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) ۱۵۴° کے قریب قریب تحلیل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے ۹۰۰° پر اِس کی پیدائش ممکن نہیں۔

اب وہ ہوا جس میں NO_2 بنا ہوتا ہے جاذب برجوں میں سے گزاری جاتی ہے۔ اِن برجوں کے اندر پانی ٹپک رہا ہوتا ہے۔ اِس پانی کے تعامل سے نائیٹرک (Nitric) ترشہ بنتا جاتا ہے :۔

$$3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO.$$

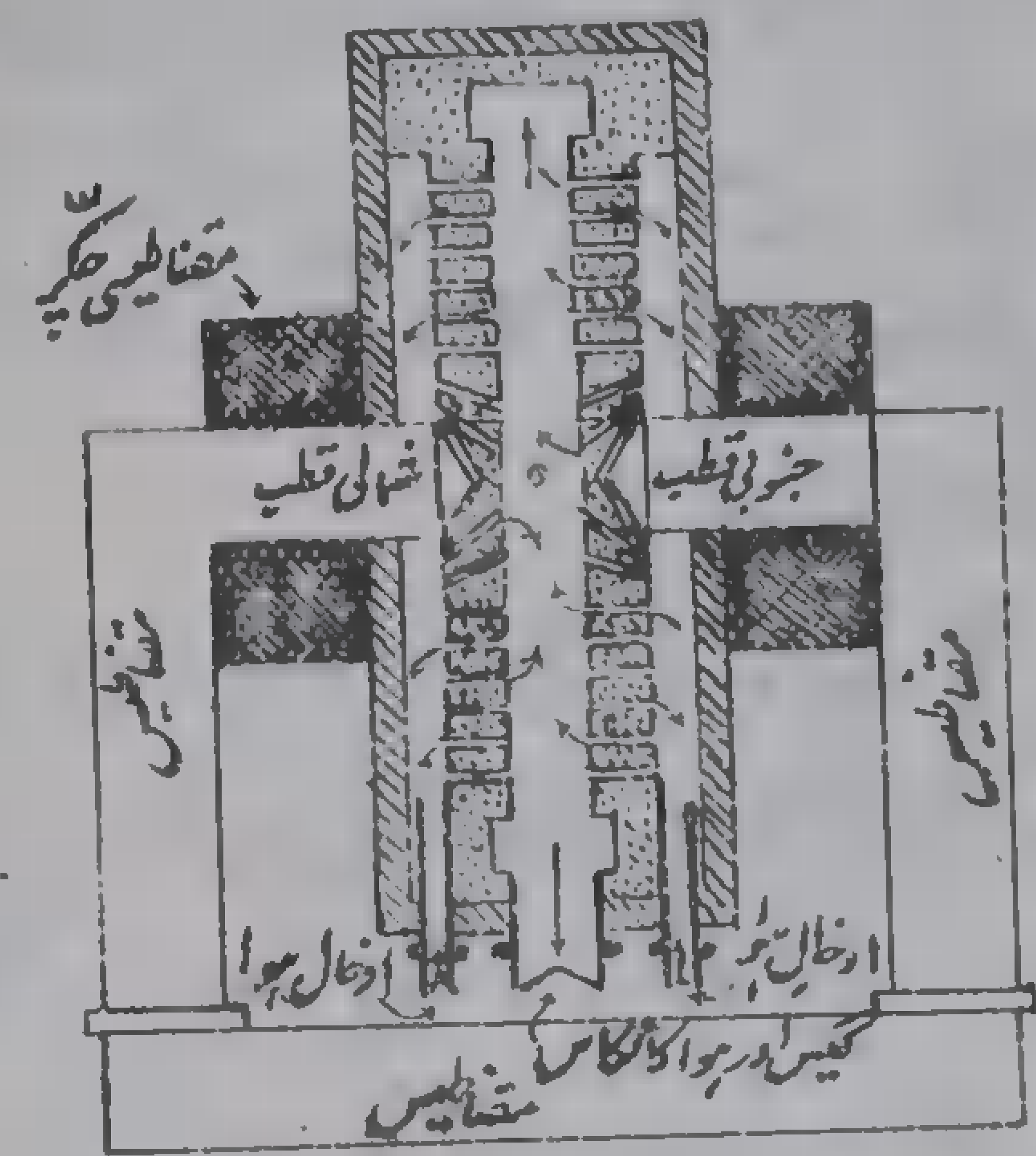
آزاد شدہ NO ہوا کی اور آکسیجن کے ساتھ ترکیب کھا کر NO_2 ہو جاتا ہے۔ یہ NO_2 پھر اُسی طور سے پانی کے ساتھ تعامل کرتا ہے۔ اور اِس طرح عملاً نائٹرک آکسائیڈ کچھ بھی ضایع نہیں ہونے پاتا۔

آخرِ کار یہ ہے کہ اِس طرح جو نائٹرک تُرشہ تیار ہوتا ہے وہ چُونے کے پتھر $CaCO_3$ پر ڈالا جاتا ہے۔ اِس سے کیلسیئم نائٹریٹ (Calcium nitrate) بن جاتا ہے۔ یہ کیلسیئم نائٹریٹ، کھاد کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے اور یورپ میں "ہوائی سالٹ پیٹر" (Saltpetre) کے نام سے مشہور ہے۔

آلات جو نائٹروجن کی اِس تثبیت میں مستعمل ہیں

برکلینڈ آیئڈ[۱] کا قاعدہ:۔

نوٹوڈن[۲] اور ناروے[۳] کے دیگر مقامات میں برکلینڈ آیئڈ کے قاعدہ سے کام لیا جاتا ہے۔ اِس قاعدہ میں جو آلہ استعمال ہوتا ہے اُس کا خاکہ شکل ۳۳ میں دکھایا گیا ہے۔ اِس میں آبی برقی طاقت اِس طرح کام آتی ہے کہ کاربن (Carbon) کی دو سلاخوں کے درمیان قوسی برقی اُبھرن حادث کی



شکل ۳۳

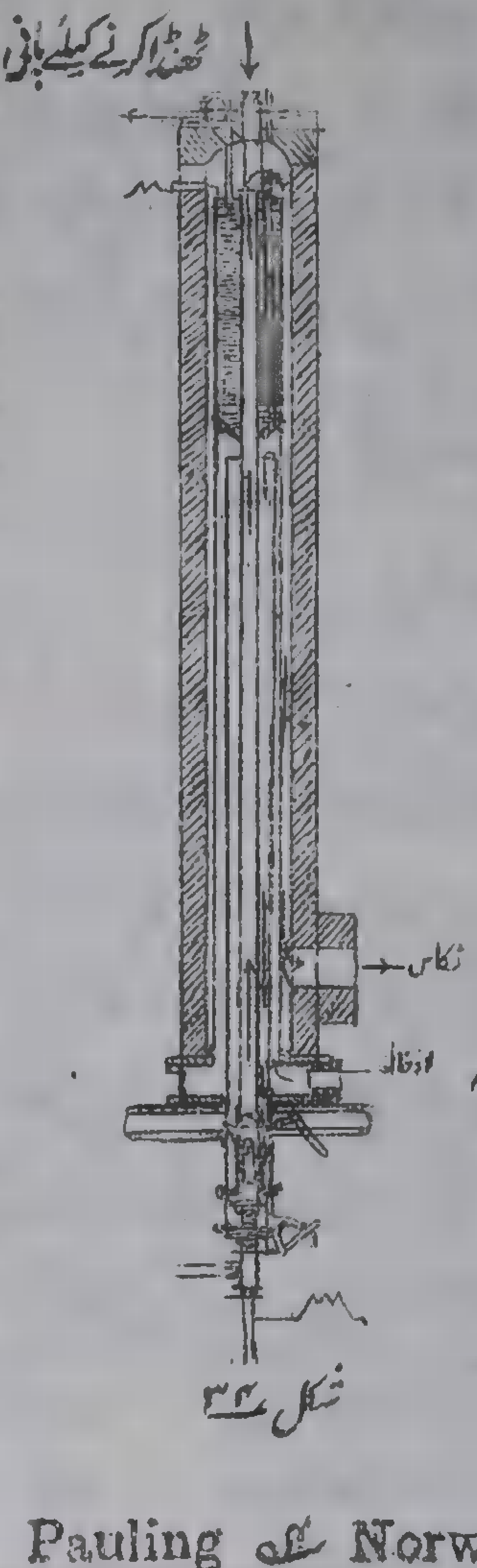
---

۱ Birkeland-Eyed ۲ Notodden ۳ Norway

جاتی ہے۔ اِس قوسی اُنبھرن کو بڑے بڑے اور طاقتور مقناطیسوں کا اثر، ایک ایسی مدوّر بُرش نما اُنبھرن کی شکل میں پھیلا دیتا ہے کہ اِس کا قُطر کئی فٹ ہو جاتا ہے۔

شکل میں جو خاکہ دکھایا گیا ہے وہ اُس فضاء کی عمودی تراش ہے جس کو اُنبھرن مذکور بھر لیتی ہے۔ اور وسط میں جو چھوٹا سا دائرہ ہے وہ کاربن کی ایک سلاخ کی تراش ہے۔ ہوا شُعلہ میں اِس طرح پہنچائی جاتی ہے کہ اِس کا ہر جُزو گرم شدہ رقبہ کے کم از کم کچھ حصّہ میں سے ضرور گزرے۔ خاکہ میں اِس کی تدبیر بھی دکھا دی گئی ہے۔

حاصل تقریباً ۰،۷ گیلن نائیٹرک تُرشہ فی کلوواٹ[1] ساعت۔ اور بچت ۳۵۰،۰۰۰ مارک (سنہ ۱۹۱۱ع)۔



شکل ۳۴

بادیشؔ[2] کا قاعدہ:۔

ناروے[3] کے ان ہی کارخانوں میں جن کا ذکر تقریر بالا میں گزرا ہے بادیش کے قاعدے سے بھی استفادہ کیا جاتا ہے۔ اِس قاعدہ میں جو آلہ استعمال ہوتا ہے اُس کا خاکہ شکل ۳۴ میں دکھایا گیا ہے۔ اِس میں برقی انبھرن ایک نلی میں سے گزرتی ہے جو ۲۰ فٹ سے کچھ زیادہ لمبی ہوتی ہے۔ جب ہوا نلی میں سے گزرتی ہے تو نلی کے اندر چکر کھاتی ہوئی جاتی ہے۔ اور اِس طرح اُس کا ہر حصّہ برقی انبھرن کے زیرِ اثر آجاتا ہے۔

پالنگ[4] کا طریقہ

جرمنی اور بعض دیگر ممالک میں پالنگ کا طریقہ رائج ہے۔ اِس طریقہ میں ہوا کو برقی اُنبھرن کے حیز میں آنے سے پہلے گرم کر لیا جاتا ہے۔ اور برقی اُنبھرن کی ترتیب متذکرہ بالا قاعدوں سے مختلف ہوتی ہے۔

Pauling [4] Norway [3] Badische [2] Kilowatt [1]

نائٹرک ترشہ کی تیاری کے علاوہ بعض اور تعامل بھی ہیں جن میں ہوائی نائٹروجن کی تثبیت ہوتی ہے۔ چنانچہ ایک تعامل کا ذکر تو نائٹروجن کے ضمن میں ہو چکا ہے اور دوسرے کا ذکر سایناماٹیڈ (Cyanamide) کی بحث میں آئیگا۔

نائٹرک ترشہ کے آکسیڈائیزنگ[1] عمل

۱۔ عناصر کا آکسیڈیشن[2]

جب نائٹرک (Nitric) ترشہ کسی چیز کو اپنی آکسیجن دیتا ہے تو وہ خود تحویل ہو جاتا ہے۔ اس لئے ذیل کی تقریروں میں حسب موقع کہیں تو اس کا آکسیڈائیزنگ (Oxidising) عمل مدِ نظر ہوگا اور کہیں اس کی اپنی تحویل پیش نظر ہوگی۔

(۱) ہائیڈروجن کا آکسیڈیشن:۔

دھاتوں کے اس سلسلہ[3] پر غور کرو جو دھاتوں کی قوت محرکۂ برق کے اعتبار سے مرتب ہوتا ہے۔ اس سلسلہ میں جو دھاتیں ہائیڈروجن پر مقدم ہیں وہ دیگر ترشوں کی طرح نائٹرک ترشہ کی ہائیڈروجن کو بھی ہٹا دیتی ہیں۔ پھر وہ دھاتیں جو جست کی بہ نسبت زیادہ عامل ہیں جب وہ استعمال کی جاتی ہیں تو اس ہائیڈروجن کا بہت سا حصہ ضمنی تعامل سے بچ جاتا ہے اور آزادی اختیار کر لیتا ہے۔ لیکن جب ہم جست سے کام لیتے ہیں یا ان دھاتوں میں سے کوئی دھات استعمال کرتے ہیں جو سلسلہ میں جست پر مؤخر ہیں تو زاید نائٹرک ترشہ

---

[1] Oxidising
[2] Oxidation [3] دیکھو جلد دوم

اپنے تعامل سے بیشتر یا سب کی سب ہائیڈروجن کو آکسیڈائیز (Oxidise) کر دیتا ہے اور خود تحویل ہو جاتا ہے۔ چنانچہ جست اور بہت ہلکائے نائیٹرک ترشہ کا حاصل زنک نائیٹریٹ (Zinc nitrate) کے علاوہ تقریباً سب کا سب امونیا (Ammonia) پر مشتمل ہوتا ہے:-

$$4Zn + 8HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + (8H) \quad (۱)$$

$$(8H) + HNO_3 \rightarrow NH_3 + 3H_2O \quad (۲)$$

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \quad (۳)$$

$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

امونیا زاید نائیٹرک ترشہ کے ساتھ ترکیب کھا کر امونیئم نائیٹریٹ (Ammonium nitrate) بنا دیتی ہے۔

(ب) ثقیل دھاتیں:-

کمتر عامل دھاتیں، مثلاً تانبا اور چاندی، دوسرے ہلکائے ترشوں سے تو ہائیڈروجن کو خارج نہیں کرتی ہیں لیکن نائیٹرک ترشہ کو وہ تحویل کر دیتی ہیں اور خود نائیٹریٹس[۱] (Nitrates) میں تبدیل ہو جاتی ہیں۔ صرف سونا اور پلاٹینم (Platinum) دو دھاتیں ایسی ہیں جن پر نائیٹرک (Nitric) ترشہ حملہ نہیں کرتا۔ (مقابلہ کرو H_2SO_4 سے)۔ چنانچہ قدرے ہلکائے نائیٹرک ترشہ اور تانبے کے تعامل سے کیوپرک نائیٹریٹ (Cupric nitrate) اور نائیٹرک آکسائیڈ پیدا ہوتے ہیں۔

اس تعامل کی مساوات بنانے کے لئے ہم اس تدبیر سے کام لے سکتے ہیں کہ ترشہ کی بجائے اُس کا ابن ترشہ نگاہ میں رہے اور یہ تدبیر ایسی مفید ہے کہ جہاں کہیں کوئی آکسی (Oxy) ترشہ تحویل ہو کر کوئی آکسائیڈ (Oxide) پیدا کرتا ہے، بخوبی کارگر ہو سکتی ہے۔ اِس

[۱] "س" جمع کی علامت ہے۔

اعتبار سے ہم نائیٹرک ترشہ کے ضابطہ کو پانی اور نائیٹرک ترشہ کے این ترشہ کے ضابطوں میں تحلیل کر لیتے ہیں۔ پس اِس صورت میں ضابطہ کی شکل $(2HNO_3=)H_2O,N_2O_5$ ہوگی۔ اِس ضابطہ سے بخوبی معلوم ہوسکتا ہے کہ ترشہ کے دو سالموں سے NO کے دو سالمے حاصل ہونگے اور O۳ باقی رہ جائینگے۔ بناءبریں

$$2HNO_3(=H_2O,N_2O_5 \rightarrow H_2O+2NO+(3O) \quad (1)$$

$$(3O)+6HNO_3+3Cu \rightarrow 3H_2O+3Cu(NO_3)_2 \quad (2)$$

$$8HNO_3+3Cu \rightarrow 4H_2O+2NO+3Cu(NO_3)_2$$

یہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) بے رنگ گیس کی شکل میں آزاد ہوتا ہے۔ لیکن جب ہوا کی آکسیجن سے ملتا ہے تو فوراً بھورے بھورے ٹیٹرآکسائیڈ (Tetroxide) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

جب تانبے کے ساتھ مرتکسز نائیٹرک ترشہ استعمال کیا جاتا ہے تو نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) بنتا ہے جو تقریباً سب کا سب خالص ہوتا ہے:۔

$$2HNO_3(=H_2O,N_2O_5) \rightarrow H_2O+2NO_2+(O) \quad (1)$$

$$(O)+2HNO_3+Cu \rightarrow H_2O+Cu(NO_3)_2 \quad (2)$$

$$4HNO_3+Cu \rightarrow 2H_2O+2NO_2+Cu(NO_3)_2$$

اِس قسم کے تعاملوں کو تعبیر کرنے کے لئے جن کا ہم نے تقریر بالا میں ذکر کیا ہے، مساواتیں کئی طرح کی جزئی مساواتوں سے تعبیر کی جا سکتی ہیں۔ مثلاً دھات کے نائیٹریٹ (Nitrate) کی پیدائش سے اِس تعبیر کی ابتدا ہو سکتی ہے۔ اور پھر جزءِ مستثنی کو، جو ہائیڈروجن پر مشتمل ہے، نائیٹرک ترشہ کے اور سالمات کے ساتھ لے کر پانی اور نائیٹروجن کا آکسائیڈ (Oxide)

حاصل کر سکتے ہیں :۔

$$Cu + 2HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + (2H)$$

$$(2H) + 2HNO_3 \rightarrow 2H_2O + 2NO_2$$

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

یہاں اس بات کو بھولنا نہ چاہیئے کہ یہ محض حسابی تقسیم ہے۔ اس طریقِ عمل سے یہ مفہوم نہ ہونا چاہیئے کہ تانبا فی الواقع ہائیڈروجن کو آزاد عنصر کی حیثیت میں خارج کرتا ہے۔ لیکن اگر واقعات کی یہی صورت فرض کر لی جائے تو اس حالت میں بھی کچھ ضرور نہیں کہ یہ تصور محض غلط ہو۔ اس میں شک نہیں کہ تانبا کسی ہلکائے ترشے سے ہائیڈروجن کی کوئی قابلِ لحاظ مقدار آزاد کر دینے پر قادر نہیں لیکن اس پر بھی یہ امر مان لینا پڑتا ہے کہ وہ ہائیڈروجن کے خفیف خفیف سے شائبے ترشوں سے ضرور آزاد کرتا ہے۔

$$Cu + 2HNO_3 \rightleftarrows Cu(NO_3)_2 + H_2$$

یا آئیونک (Ionic) نظریہ کے اعتبار سے :۔

$$Cu + 2\overset{+}{H} \rightleftarrows \overset{++}{Cu} + H_2,$$

اور چونکہ متعاکس عمل بہت زیادہ طاقتور ہے اس لئے عمل مذکور کے تسلسل میں روک پیدا ہو جاتی ہے۔ اور ہائیڈروجن کی مقدار بڑھنے نہیں پاتی۔ صرف شائبوں کی حد تک پہنچ کر رہ جاتی ہے۔

اگر واقعات کا تصور اس اعتبار پر مبنی ہو تو پھر متعاکس عمل سے تانبے کی ترتیب ہونا چاہیئے۔ اور وہ محسوس نہیں ہوتی۔ اس واقعہ کی توجیہ اس اعتبار کے رُو سے یہ ہے کہ آزاد ہائیڈروجن کے شائبوں کو زاید نائٹرک ترشہ

آکسیڈائیز (Oxidise) کرتا جاتا ہے اور اِس طرح متعاکس عمل کے حدوث کا امکان فنا ہوتا رہتا ہے۔

نائیٹرک ترشہ کے آکسیڈائیزنگ عمل کی پیچیدگیاں :-

اُوپر کی تقریروں میں جو تعامل بیان ہوئے ہیں اُن سے معلوم ہوسکتا ہے کہ نائیٹرک ترشہ اور دھاتوں کے تعامل کے کیا کیا اصناف ہیں۔ لیکن واقعی تجربوں میں اِن تعاملوں کو وہ سادگی حاصل نہیں ہوتی ہے جس پر اِن کی مساواتیں دلالت کر رہی ہیں ۔ واقعی تجربوں میں نائیٹرک ترشہ اور دھاتوں کے سلوک میں عموماً پیچیدگیاں پیدا ہو جاتی ہیں۔ مثلاً یہ بات ایک قاعدہ کی حیثیت سے بیان کی جاسکتی ہے کہ ابتداء میں تعامل بہت سُست ہوتا ہے اور پھر جُوں جُوں تحویلی حاصلوں کا اجتماع ہوتا جاتا ہے تعامل میں تیزی آتی جاتی ہے ۔یعنی تحویلی حاصل حاملانہ عمل کرنے لگتے ہیں۔

علاوہ بریں یہ امر بھی قابلِ لحاظ ہے کہ تعامل کی نوعیت کے مشخص کرنے میں نائیٹرک ترشہ کے اِرتکاز کو بھی دخل ہے ۔ چنانچہ ایک ہی دھات، اِس ترشہ کے اِرتکاز کے اختلافات کے باعث، مختلف نتائج پیدا کرتی ہے ۔ قاری کو یہ بات یاد رکھنا چاہیئے کہ ہلکائے ترشہ کے تعامل سے ہمیشہ نائیٹرک آکسائیڈ (Nitric oxide) پیدا ہوتا ہے ۔ اور مرتکز ترشہ ہمیشہ نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) پیدا کرتا ہے ۔ اِس واقعہ کی توجیہ یوں ہوسکتی ہے کہ جس مائع میں بہت سا پانی موجود ہو اُس میں سے نائیٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) بلا تغیر نہیں گزر سکتا ہے ۔ کیونکہ پانی کے ساتھ وہ تعامل کرتا ہے اور نائیٹرک ترشہ اور نائیٹرس آکسائیڈ بنا دیتا ہے ۔ اِس لئے ہلکائے نائیٹرک ترشہ

کے تعامل سے نائیٹرک آکسائیڈ ہی پیدا ہو سکتا ہے۔ اور اگر نائیٹرک ترشہ مُرتکز ہو تو جیسا کہ ہم نائیٹرک آکسائیڈ کے ضمن میں بیان کر چکے ہیں اگر نائیٹرک آکسائیڈ کا کوئی شائبہ پیدا ہو بھی جائے تو وہ مُرتکز نائیٹرک ترشہ میں سے گزرنے کے دَوران میں آکسیڈائیز (Oxidise) ہو کر نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (Nitrogen tetroxide) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اِس لئے دھات اور مُرتکز نائیٹرک (Nitric) ترشہ کے تعامل سے نائیٹرک آکسائیڈ پیدا نہیں ہوتا۔

اِس بحث میں یہ بات بھی یاد رکھنے کے قابل ہے کہ متعامل دھات کا نائیٹریٹ (Nitrate) اگر قیام پذیر ہو تو اُس کا نائیٹریٹ ہی بنتا ہے۔ آکسائیڈ (oxide) نہیں بنتا۔

نائیٹرک ترشہ کے جن دو اِرتکازوں کا ہم نے ذکر کیا ہے اگر ارتکاز اُن کے بَین بَین ہوں تو اِن صورتوں میں مذکورۂ بالا آکسائیڈز (Oxides) کے آمیزے حاصل ہوتے ہیں۔ اور جب اِن درمیانی اِرتکازوں کے ترشہ کے ساتھ جست استعمال کیا جاتا ہے تو اِس صورت میں تو پیدا شدہ گیسوں میں نائیٹرس آکسائیڈ (Nitrous oxide) N_2O اور نائیٹروجن کی بھی اچھی خاصی مقداریں موجود ہوتی ہیں۔

(ج) ادھاتوں کا آکسیڈیشن[لہ] :-

نائیٹرک ترشہ کے ساتھ دھاتوں کے تعامل سے، ادھاتوں کا تعامل اِس اعتبار سے مختلف ہے کہ اِن عناصر سے نائیٹریٹ نہیں بنتے۔ مثلاً جب گندک ملا کر نائیٹرک ترشہ کو جوش دیا جاتا ہے تو سلفیورک (Sulphuric) ترشہ پیدا ہوتا ہے اور اِس کے ساتھ ساتھ نائیٹرک ترشہ کے حسبِ اِرتکاز (جیسا کہ اُوپر بیان ہُوا ہے) نائیٹرک آکسائیڈ (مساوات ۳)، یا نائیٹروجن ٹیٹر آکسائیڈ (مساوات ۶) یا

لہ Oxidation

دونوں کا آمیزہ پیدا ہوتا ہے :۔

(۱) $2HNO_3(=H_2O,N_2O_5) \rightarrow 2NO + H_2O + (3O)$

(۲) $(3O) + H_2O + S \rightarrow H_2SO_4$

(۳) $2HNO_3 + S \rightarrow 2NO + H_2SO_4$

اور

(۴) $3 \times [2HNO_3(=H_2O,N_2O_5) \rightarrow 2NO_2 + H_2O + O]$

(۵) $(3O) + H_2O + S \rightarrow H_2SO_4$

(۶) $6HNO_3 + S \rightarrow 6NO_2 + 2H_2O + H_2SO_4$

اس مقام پر قاری کو یہ بات نگاہ میں رکھنا چاہیئے کہ ہر تحویلی حاصل کی پیدائش کو تعبیر کرنے کے لئے ایک جداگانہ مساوات (۳ و ۶) مرتب کرنے کی ضرورت ہے ۔ اگر NO اور NO_2 دونوں پیدا ہوتے ہوں تو ظاہر ہے کہ وہ نائیٹرک ترشہ کے ایک ہی سالمہ سے پیدا نہیں ہو سکتے ۔ ان کی پیدائش دو تعاملوں کا نتیجہ ہے جو ایک دوسرے پر موقوف نہیں ہوتے ۔ یہ اور بات ہے کہ وہ دونوں ایک ہی برتن اور ایک ہی وقت میں حادث ہو رہے ہوتے ہیں ۔ اس لئے ان کی پیدائش کو ایک ہی مساوات سے تعبیر کرنا صحیح نہیں ۔ مثلاً مساوات

$$2HNO_3 + C \rightarrow H_2O + CO_2 + NO + NO_2$$

واقعات کی محض غلط تعبیر ہے ۔ چنانچہ اس مساوات کے مفہوم میں یہ بات بھی مضمر ہے کہ نائیٹروجن کے آکسائیڈز (Oxides) اسکی مساوی السالمات مقداریں پیدا ہوتی ہیں ۔ اور واقعہ یہ ہے کہ یہ صورت محض بخت و اتفاق سے پیدا ہو سکتی ہے ۔ پھر اس حال میں بھی اس صورت کا برقرار رہنا ممکن نہیں ۔ چنانچہ ایک ہی لحظہ